

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

UNIVERSITÉ BADJI MOKHTAR - ANNABA
BADJI MOKHTAR – ANNABA UNIVERSITY



جامعة باجي مختار – عنابة

Faculté : SCIENCE ET TECHNOLOGIE

Département : GENIE DES PROCÉDES

Domaine : SCIENCE ET TECHNOLOGIE

Filière : GENIE DES PROCÉDES

Spécialité : GENIE CHIMIQUE

Mémoire

Présenté en vue de l'obtention du Diplôme de Master

Thème:

Contrôle paramétrique et intensification de la dégradation du rouge solophényl en phase aqueuse par le procédé Fenton.

Présenté par : RAHAL RAYENNE

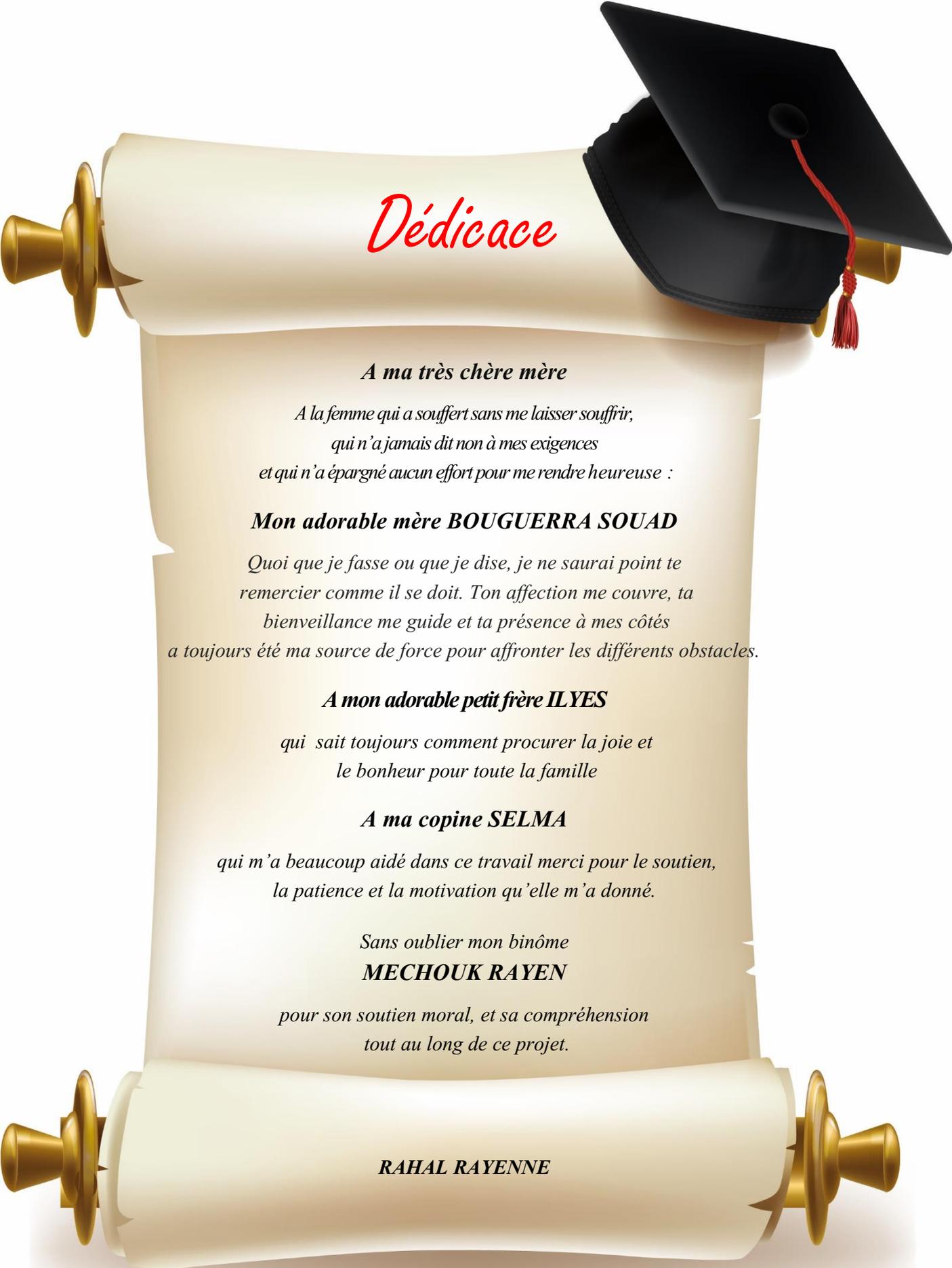
MECHOUK RAYEN

Encadrant : LOUNIS MANEL MCB UNIVERSITE BADJI MOKHTAR -ANNABA

Jury de Soutenance :

LAGUEL SELMA	MCB	UBM-Annaba	Président
LOUNIS MANEL	MCB	UBM-Annaba	Encadrant
MOUMENI OUARDA	MCA	UBM-Annaba	Examineur

Année Universitaire : 2023/2024

A scroll with a graduation cap on top. The scroll is unrolled, showing text. The graduation cap is black with a red tassel. The scroll has gold-colored rings at the ends.

Dédicace

A ma très chère mère

*A la femme qui a souffert sans me laisser souffrir,
qui n'a jamais dit non à mes exigences
et qui n'a épargné aucun effort pour me rendre heureuse :*

*Mon adorable mère **BOUGUERRA SOUAD***

*Quoi que je fasse ou que je dise, je ne saurai point te
remercier comme il se doit. Ton affection me couvre, ta
bienveillance me guide et ta présence à mes côtés
a toujours été ma source de force pour affronter les différents obstacles.*

*A mon adorable petit frère **ILYES***

*qui sait toujours comment procurer la joie et
le bonheur pour toute la famille*

*A ma copine **SELMA***

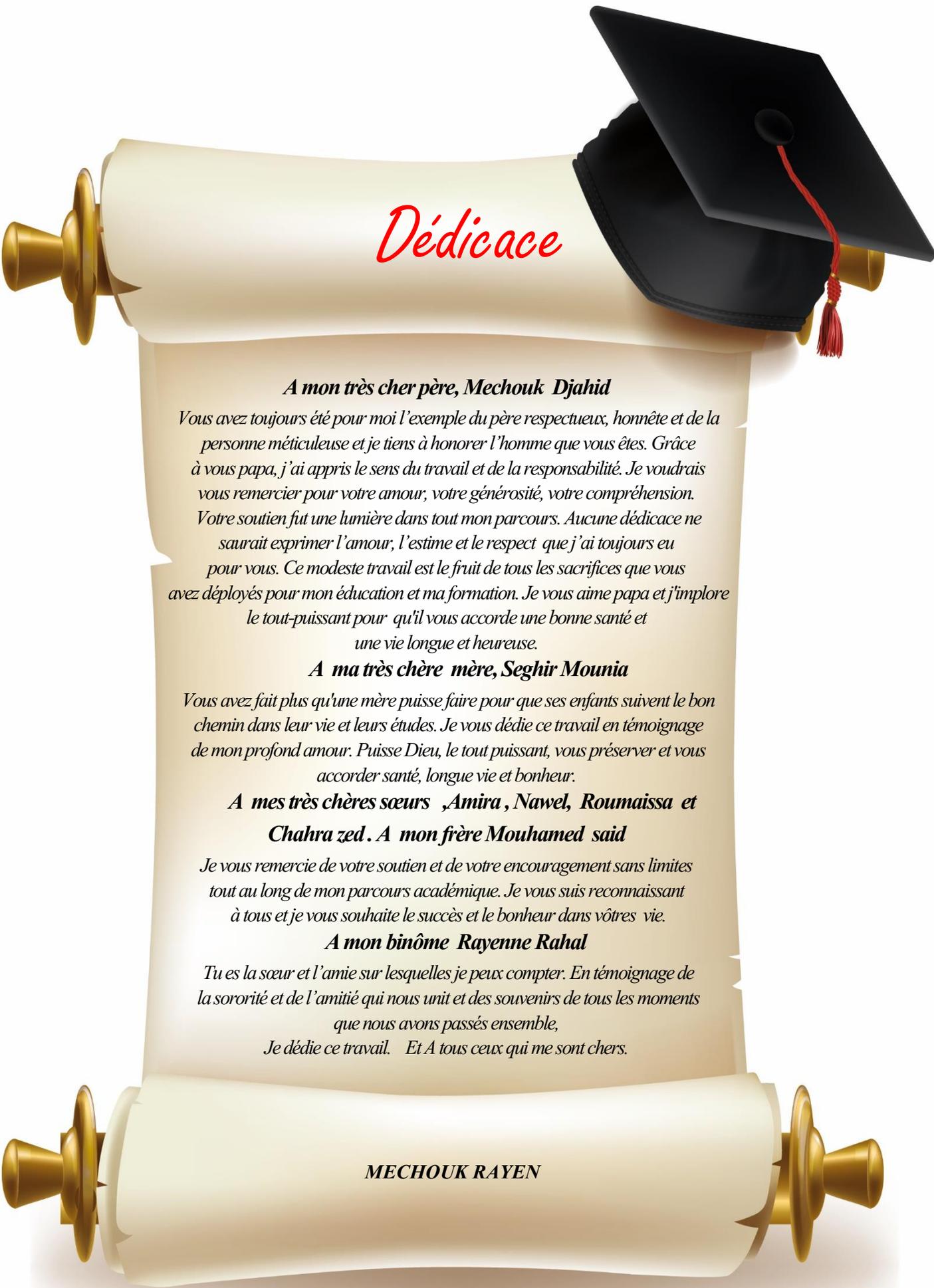
*qui m'a beaucoup aidé dans ce travail merci pour le soutien,
la patience et la motivation qu'elle m'a donné.*

Sans oublier mon binôme

MECHOUK RAYEN

*pour son soutien moral, et sa compréhension
tout au long de ce projet.*

RAHAL RAYENNE

A scroll with a graduation cap on top. The scroll is unrolled, showing text in French. The graduation cap is black with a red tassel. The scroll has gold-colored rings at the ends.

Dédicace

A mon très cher père, Mechouk Djahid

Vous avez toujours été pour moi l'exemple du père respectueux, honnête et de la personne méticuleuse et je tiens à honorer l'homme que vous êtes. Grâce à vous papa, j'ai appris le sens du travail et de la responsabilité. Je voudrais vous remercier pour votre amour, votre générosité, votre compréhension. Votre soutien fut une lumière dans tout mon parcours. Aucune dédicace ne saurait exprimer l'amour, l'estime et le respect que j'ai toujours eu pour vous. Ce modeste travail est le fruit de tous les sacrifices que vous avez déployés pour mon éducation et ma formation. Je vous aime papa et j'implore le tout-puissant pour qu'il vous accorde une bonne santé et une vie longue et heureuse.

A ma très chère mère, Seghir Mounia

Vous avez fait plus qu'une mère puisse faire pour que ses enfants suivent le bon chemin dans leur vie et leurs études. Je vous dédie ce travail en témoignage de mon profond amour. Puisse Dieu, le tout-puissant, vous préserver et vous accorder santé, longue vie et bonheur.

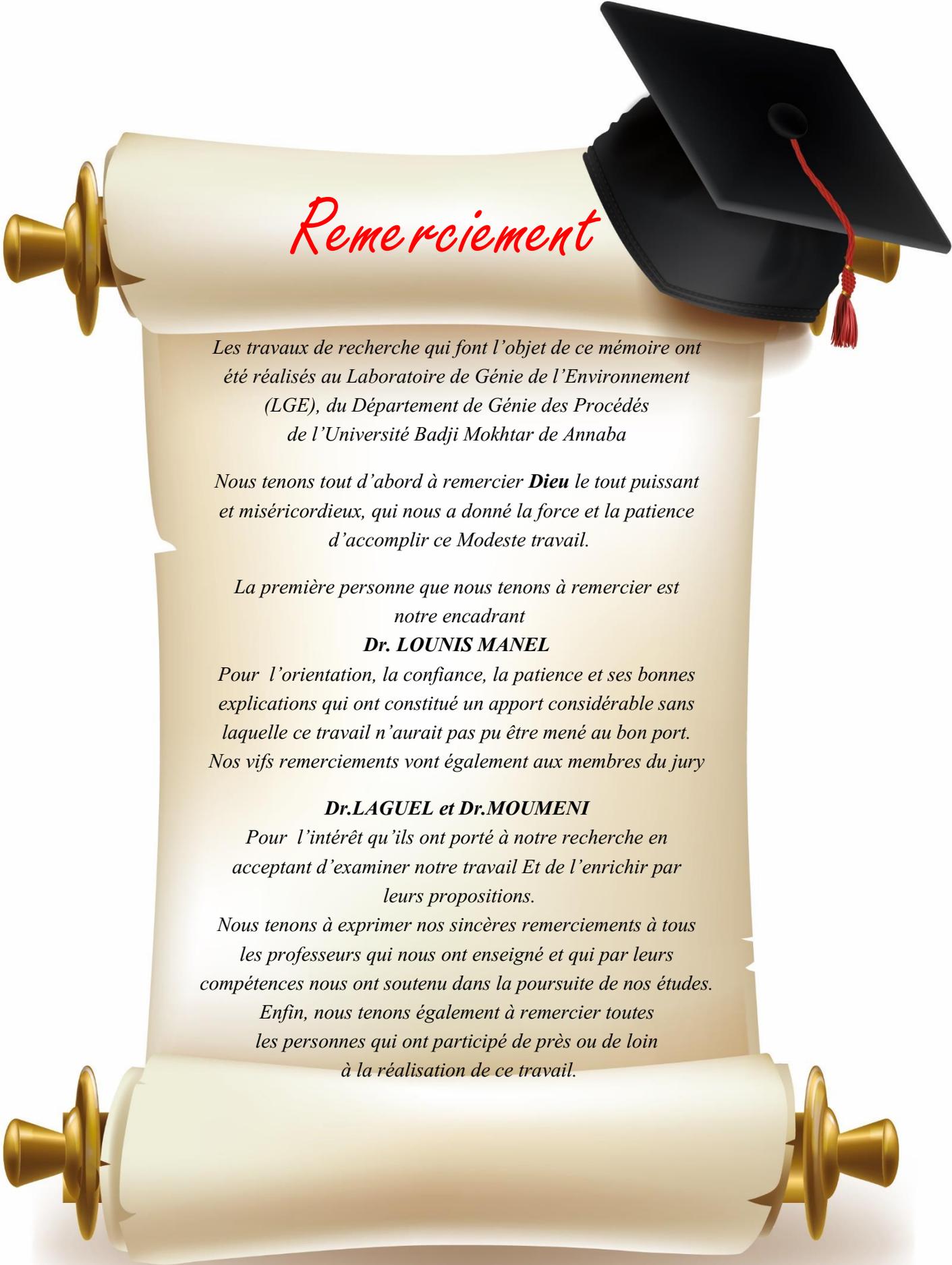
A mes très chères sœurs ,Amira , Nawel, Roumaïssa et Chahra zed. A mon frère Mouhamed said

Je vous remercie de votre soutien et de votre encouragement sans limites tout au long de mon parcours académique. Je vous suis reconnaissant à tous et je vous souhaite le succès et le bonheur dans vôtres vie.

A mon binôme Rayenne Rahal

*Tu es la sœur et l'amie sur lesquelles je peux compter. En témoignage de la sororité et de l'amitié qui nous unit et des souvenirs de tous les moments que nous avons passés ensemble,
Je dédie ce travail. Et A tous ceux qui me sont chers.*

MECHOUK RAYEN

A decorative scroll with a black graduation cap (mortarboard) with a red tassel on top. The scroll is unrolled, showing text in French. The word 'Remerciement' is written in red cursive at the top. The text below is in black serif font, with some parts in bold. The scroll has golden rings at the ends.

Remerciement

Les travaux de recherche qui font l'objet de ce mémoire ont été réalisés au Laboratoire de Génie de l'Environnement (LGE), du Département de Génie des Procédés de l'Université Badji Mokhtar de Annaba

*Nous tenons tout d'abord à remercier **Dieu** le tout puissant et miséricordieux, qui nous a donné la force et la patience d'accomplir ce Modeste travail.*

La première personne que nous tenons à remercier est notre encadrant

Dr. LOUNIS MANEL

Pour l'orientation, la confiance, la patience et ses bonnes explications qui ont constitué un apport considérable sans laquelle ce travail n'aurait pas pu être mené au bon port. Nos vifs remerciements vont également aux membres du jury

Dr.LAGUEL et Dr.MOUMENI

Pour l'intérêt qu'ils ont porté à notre recherche en acceptant d'examiner notre travail Et de l'enrichir par leurs propositions.

Nous tenons à exprimer nos sincères remerciements à tous les professeurs qui nous ont enseigné et qui par leurs compétences nous ont soutenu dans la poursuite de nos études.

Enfin, nous tenons également à remercier toutes les personnes qui ont participé de près ou de loin à la réalisation de ce travail.

ملخص:

تُستخدم الأصباغ بشكل شائع في قطاعات الطباعة والأغذية ومستحضرات التجميل والقطاعات الطبية، ولكن بشكل خاص في قطاع النسيج بسبب ثباتها الكيميائي وسهولة تركيبها وتشكيلها ألوانها الواسعة. ومع ذلك، فإن هذه الأصباغ مسؤولة عن التلوث بمجرد التخلص منها في البيئة. تُقدّر كمية الأصباغ المنتجة في جميع أنحاء العالم بأكثر من 800,000 طن سنويًا، وتمثل أصباغ الأزو ما يقرب من 60-70% منها. ونظرًا لتركيبها غير المتجانس للغاية، فإن تحللها يؤدي في كثير من الأحيان إلى إنشاء سلسلة معالجة. فيزيائية كيميائية وبيولوجية تمكن من التخلص من الملوثات المختلفة على التوالي.

وقد أظهر قدر كبير من الأبحاث أن بعض أصباغ الأزو سامة ومولدة للطفرات، ويبدو أن هناك اهتمامًا علميًا كبيرًا بالمعالجة البيولوجية لهذه الأصباغ ذات أهمية علمية كبيرة.

وكثيراً ما تستخدم المعالجات الكيميائية لمعالجة النفايات الصناعية. وعلى الرغم من سرعة هذه التقنيات إلا أنها لم تكن فعالة للغاية بسبب المعايير المطلوبة لهذه التصريفات.

تزدهر تقنيات الأكسدة المتقدمة (ع أ م)، مما يوفر إمكانية تحلل (تمعدن) الملوثات العضوية بالكامل في وسط مائي. وتعتمد هذه التقنيات على إنتاج جذور مؤكسدة تفاعلية (HO^*)، والتي تتمتع بقوة أكسدة أكبر من المؤكسدات التقليدية (Cl_2 أو ClO_2 أو O_3). في سياق الملوثات العضوية الثابتة، تُستخدم عملية Fenton لإنتاج جذور الهيدروكسيل من تحلل H_2O_2 المحفزة بأملاح الحديد الثنائي أو الثلاثي.

في هذه الدراسة، قمنا بفحص تحلل صبغة النسيج Solophenyl Red، وهي صبغة أزو، باستخدام عملية Fenton، حيث تمت دراسة تأثير معاملات التشغيل مثل تركيزات بيروكسيد الهيدروجين والحديد والصبغة ودرجة الحموضة ودرجة الحرارة. تم ذكر البحث في تأثير الأملاح والمعادن وتطبيقها على المصفوفات الحقيقية في هذه الدراسة.

الكلمات المفتاحية: الأصباغ الاصطناعية، الأزويات، عمليات الأكسدة المتقدمة، الملوثات العضوية، عملية فينتون،

سولوفينيل أحمر، التحلل، جذور الهيدروكسيل.

RESUME :

Les colorants sont couramment employés dans les domaines de l'impression, des produits alimentaires, cosmétiques et cliniques, mais surtout dans les secteurs textiles en raison de leur stabilité chimique, de leur synthèse facile et de leur grande diversité de couleurs. Toutefois, ces colorants sont responsables de la pollution une fois qu'ils sont éliminés de l'environnement.

La quantité de colorants produite à l'échelle mondiale est estimée à plus de 800.000 tonnes par an, avec les colorants azoïques représentant presque 60-70 %. Étant donné leur composition très hétérogène, leur dégradation entraîne fréquemment la création d'une chaîne de traitement physique-chimique et biologique qui permet d'éliminer les différents polluants de manière successive.

De nombreuses recherches ont démontré que certains colorants azoïques sont toxiques et mutagènes, et il semble que le traitement biologique de ces colorants présente un intérêt scientifique considérable. On utilise fréquemment des traitements chimiques pour traiter les déchets industriels. En dépit de leur rapidité, ces techniques ont été peu efficaces en raison des normes requises pour ces rejets.

Les techniques d'oxydation avancées (POA) sont en plein essor, offrant la possibilité de dégrader complètement (minéraliser) les polluants organiques dans un milieu aqueux. Cela concerne les technologies qui reposent sur la fabrication de radicaux réactifs oxydants (HO[•]) qui ont un pouvoir oxydant supérieur à celui des oxydants classiques (Cl₂, ClO₂ ou O₃). Dans le cadre des POA, le procédé Fenton est utilisé pour produire des radicaux hydroxyles à partir de la décomposition de H₂O₂ catalysée par des sels ferreux ou ferriques.

Lors de cette étude, nous avons examiné la dégradation du colorant textile Rouge Solophényl, un colorant azoïque, en utilisant le procédé Fenton, où l'impact des paramètres opératoires tels que les concentrations de peroxyde d'hydrogène et de fer, du colorant, du pH et de la température ont été étudiés.

La recherche sur l'impact des sels et des métaux ainsi que leur application sur des matrices réelles a été mentionnées dans cette étude.

Mots clés : Colorants synthétiques, Azoïques, Les procédés d'oxydation avancés, polluants organiques, Procède Fenton, Rouge Solophényl, dégradation, Radicaux hydroxyles.

ABSTRACT :

Dyes are commonly used in the printing, food, cosmetics and clinical sectors, but especially in textiles, due to their chemical stability, easy synthesis and wide range of colors. However, these dyes are responsible for pollution once they have been eliminated from the environment.

The quantity of dyes produced worldwide is estimated at over 800,000 tons per year, with azo dyes accounting for almost 60-70%. Given their highly heterogeneous composition, their degradation frequently involves the creation of a physical-chemical and biological treatment chain that eliminates the various pollutants in succession.

A great deal of research has shown that certain azo dyes are toxic and mutagenic, and it seems that biological treatment of these dyes is of considerable scientific interest.

Chemical treatments are frequently used to treat industrial waste. Despite their rapidity, these techniques have not been very effective due to the standards required for such discharges.

Advanced oxidation techniques (AOP) are booming, offering the possibility of completely degrading (mineralizing) organic pollutants in an aqueous medium. This concerns technologies based on the production of reactive oxidizing radicals (HO[•]), which have a higher oxidizing power than conventional oxidants (Cl₂, ClO₂ or O₃). In the context of AOPs, the Fenton process is used to produce hydroxyl radicals from the decomposition of H₂O₂ catalyzed by ferrous or ferric salts.

In this study, we examined the degradation of the textile dye Solophenyl Red, an azo dye, using the Fenton process, where the impact of operating parameters such as hydrogen peroxide and iron concentrations, dye, pH and temperature were investigated.

Research into the impact of salts and metals and their application to real matrices was also mentioned in this study.

Key words: Synthetic dyes, Azoics, Advanced oxidation processes, Organic pollutants, Fenton process, Solophenyl Red, Degradation, Hydroxyl radicals.

Liste des figures :

Figure I-1: Conséquences de la bioaccumulation après déversement de substances toxiques (Colorants) dans un cours d'eau [30].	31
Figure I-2: Différentes techniques de traitements des eaux polluent par des effluents industriels [31].	32
Figure I-3: Structure du l'écscarlate Solophényl BNLE (Direct red 89) [33].	33
Figure II-1 : Représentation des différents procédés d'oxydation avancés [6]	
Figure II .2 : Description et caractéristique d'HO[•] [17]	41
Figure II.3 : classification des procédés d'oxydation avances	46
Figure II-4 : Schéma réactionnel simplifié du système Fenton en milieu acide An- : anion inorganique (Cl⁻ , SO₄²⁻ , H₂PO₄⁻ /HP₄²⁻ , etc....), RH : composé organique [35].	50
Figure III.1 : Dispositif expérimental utilisé dans la dégradation de Rouge Solophényl BNLE par le procédé Fenton.	61
Figure III.2 : Le pH mètre utilisée dans notre étude.	62
Figure III.3 : Spectrophotomètre utilisée dans notre étude.	63
Figure III.4 : Spectre d'absorption du colorant Rouge Solophényl dans le domaine Visible.	64
Figure III.5 : Les différentes concentrations en colorant Rouge Solophényl.	64
Figure III.6 : Courbe d'étalonnage pour le dosage du colorant RS par spectrophotométrie vis.	65
Figure III.7 : Évolution de la cinétique de dégradation de RS par le procédé Fenton en fonction du pH initial (Conditions expérimentales : [RS]₀ =20mg/L; [Fe²⁺]₀ =5mg/L; [H₂O₂]₀ =0,3mM; T =25 °C; pH = 2-5).	67
Figure III.8 : Rendements de dégradation du RS par le procédé Fenton en fonction de pH.	68
Figure III-9 : Spéciation des espèces de Fe (II) et Fe (III) en fonction du pH à T=25°C, [Fe(II)] = [Fe(III)] = 1 mM [35-36].	69

Figure III.10: Effet de la concentration initiale d'RS sur la cinétique de dégradation (Conditions expérimentales : $[RS]_0 = 5-40$ mg/L; $[Fe^{2+}]_0 = 5$ mg/L; $[H_2O_2]_0 = 0,3$mM ; pH = 3 ; T = 25 °C).	71
Figure III.11 : Rendements de dégradation du RS par le procédé Fenton en fonction de sa concentration.	72
Figure III.12 : Variation de la cinétique de dégradation de RS par le procédé Fenton en fonction de la concentration initiale en Fe^{2+} (Conditions expérimentales : $[RS]_0 = 20$mg/L ; $[Fe^{2+}]_0 = 3-20$ mg/L ; $[H_2O_2]_0 = 0,3$mM ; T = 25 °C ; pH =3).	73
Figure III.13 : Rendements de dégradation du RS par le procédé Fenton en fonction de concentration de Fe^{2+}.	73
Figure III.14 : Effet de la concentration initiale de l'H_2O_2 sur la cinétique de dégradation de l'RS par le procédé Fenton (Conditions expérimentales : $[RS]_0 = 20$ mg/L ; $[Fe^{2+}]_0 = 10$mg/L ; $[H_2O_2]_0 = 0,1-0,4$ mM ; T = 25°C ; pH= 3).	75
Figure III.15 : Rendements de dégradation du RS par le procédé Fenton en fonction de H_2O_2.	76
Figure III.16 : Variation de la cinétique de dégradation électrochimique de RS en fonction de la température (Conditions expérimentales : $[RS]_0 = 20$ mg/L ; $[Fe^{2+}]_0 = 10$mg/L; $[H_2O_2]_0 = 0,2$ mM ; pH = 3 ; T = (25-45°C ;).	77
Figure III.17 : Rendements de dégradation du RS par le procédé Fenton en fonction de température.	78
Figure III.18 : Résultats de dégradation après 150 min de traitement dans les différentes matrices.	80
Figure III.19 : Dégradation de l'RS dans l'eau distillée, l'eau minérale IFRI et BOUGLEZ et l'eau de mer par le réactif de Fenton (Conditions expérimentales : $[RS]_0 = 20$ mg/L; $[Fe^{2+}]_0 = 10$ mg/L; $[H_2O_2]_0 = 0,2$ mM; T= 25 °C ; pH = 3).	80
Figure III.20 : Rendements de dégradation du RS par le procédé Fenton en des matrices.	82

Liste des tableaux

Tableau I-1 : Principaux groupements chromophores et auxochromes [17].	27
Tableau I-2 : Classification chimique des colorants [20-21-22].	28
Tableau I-3 : Classification tinctoriale des colorants [20-22].	29
Tableau I-4 : Caractéristiques physico-chimiques du l'écarlate Solophényl BNLE (Rouge Solophényl, Direct red 89) [33].	33
Tableau II-1 : Comparaison des potentiels normaux d'oxydo-réduction des principaux oxydants utilisés dans le domaine du traitement des eaux usées [14- 15]	42
Tableau II-2 : Principales réactions d'oxydation des composés organiques par les radicaux HO[*] [21, 22]	44
Tableau II-3 : Constantes de vitesse pour les radicaux hydroxyles lors de l'oxydation de quelques molécules organiques [11, 21, 25]	45
Tableau II-4 : Liste limité des réactions pouvant intervenir dans le système du procédé Fenton et les constantes cinétiques correspondantes [11-33]	49
Tableau III.1 : Produits chimiques utilisés dans le traitement et la préparation des solutions aqueuses de Rouge Solophényl par le procédé Fenton	60
Tableau III.2: Principales caractéristiques physico-chimiques du Rouge Solophényl [8-9].	61
Tableau III.3 : Les différents appareils utilisées.	62
Tableau III.4 : Les différents composants de (EMI) et (EMB)	79

Liste des abréviations

HAP	Les hydrocarbures aromatiques polycycliques
Zn	Zinc
Pb	Plomb
Cd	Cadmium
Hg	Mercure
PCB	Polychlorobiphényles
COV	<i>Les composés organiques volatiles</i>
g/L	Gramme par litre
H₂O₂	Le peroxyde d'hydrogène
CI	Colour index
g/mol	Gramme par mol
°C	Degré Celsius
Nm	Nanomètre
λ max	Longueur d'onde maximale
NO₂	Le dioxyde d'azote
Cl	Le chlore
CSTEE	Comité scientifique de la toxicité, de l'écotoxicité et de l'environnement.
DEPA	Danis Environmental Protection Agencé
µg/L	Microgramme par Litre.
CO₂	Carbone dioxyde
TiO₂	Le dioxyde de titane
cm²s⁻¹	<i>Centimètre carré par second</i>
Pka	L'indication de la « constante d'acidité »

E	Coefficient d'extinction molaire
V/ESH	Volt/ Electrode Standard d'Hydrogène
e⁻	Électron
E⁰	Potentiel d'oxydation
R	Composé organique
COT	Carbone Organique Total,
A	Absorbance
m⁻¹s⁻¹	Mètre par seconde
ks	Produit de solubilité
k	Constante de vitesse
Ar	Composé aromatique
A	Anion
POA	Procédé d'Oxydation Avancé
RS	Rouge solophényl
UV	Ultra-Violet
g/cm³	Gramme par centimètre cube
M/L	Mol par Litre
(g.mol⁻¹)	Gramme par mol
ES	Ecarlate solophényl
mg/L	Milligramme par Litre
cm	Centimètre
mL	Millilitre
m	Mètre
UV-vis	Ultra violet-visible

λ	Longueur d'onde
g	Gramme
R²	Coefficient de détermination
μL	Micro Litre
mm	Milli mètre
M	Molaire
min	Minute
[RS]₀	Concentration initiale de Rs
m M	Milli mol
EMI	Eau minérale IFRI
T	Température
EMB	Eau minérale BOUGLEZ
EM	Eau de mer
C₀	Concentration initiale
V	Volt
V	Volume de la solution
Fe²⁺	Fer ferreux.
Fe³⁺	Fer ferrique.
OH[•]	Radicaux hydroxyles.
H₂SO₄	Acide sulfurique
H₂O	La molécule d'eau

SOMMAIRE

ملخص	I
Résumé	II
Abstract.....	III
Liste des figures.....	IV
Liste des tableaux	VI
Liste des abréviations	VII
Introduction générale	01

CHAPITRE I : ETUDE BIBLIOGRAPHIQUE

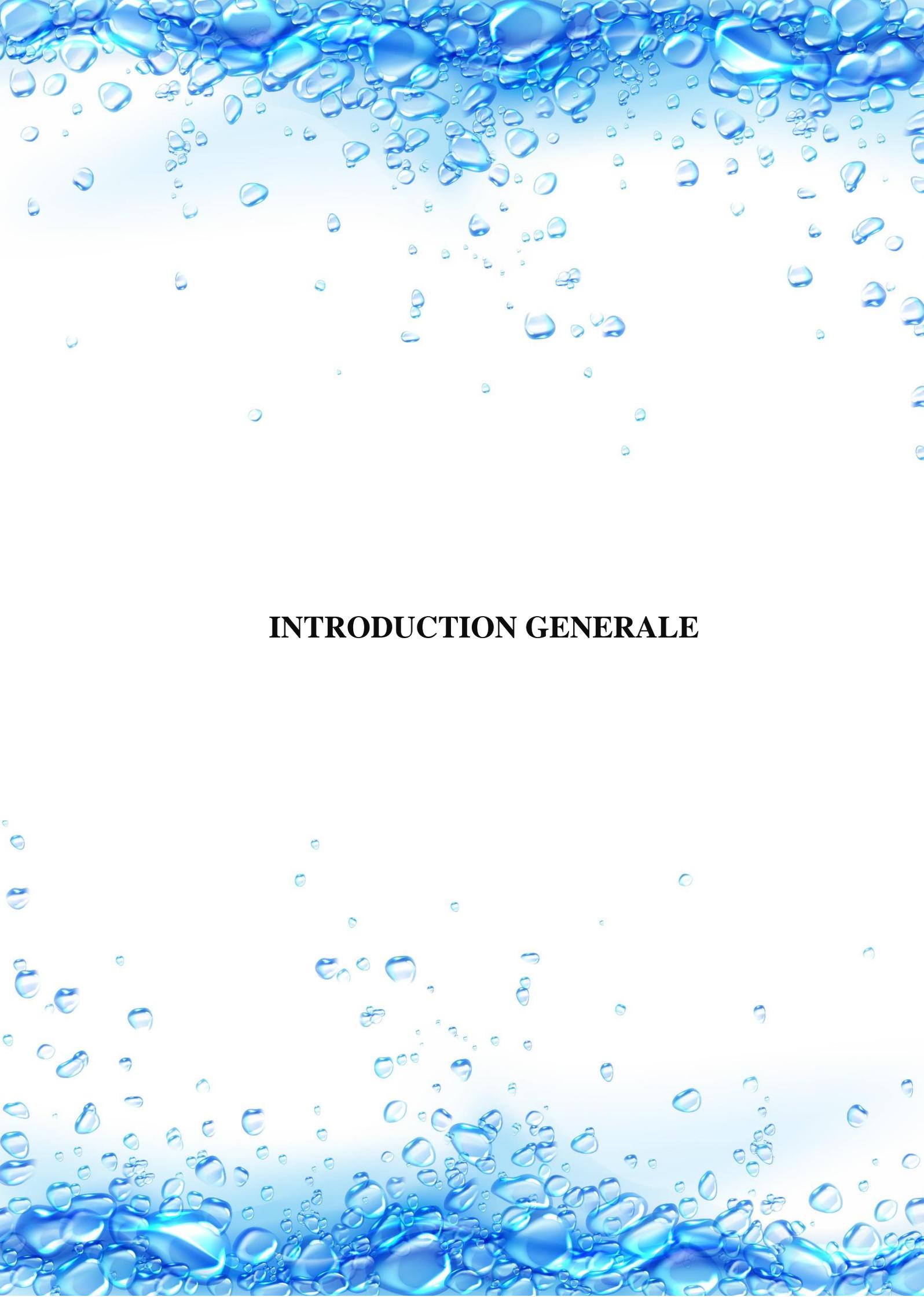
I.1 INTRODUCTION.....	04
I.2 LA POLLUTION	04
I.2.1 GENERALITES	04
I.2.2 DEFINITION DE LA POLLUTION DES EAUX.....	05
I.2.3 TYPES DES POLLUTIONS DES EAUX.....	05
I.2.3.1 Pollution Physique	05
I.2.3.2 Pollution Chimique	06
I.2.3.3 Pollution Microbiologique	06
I.2.3.4 Pollution Par Les Colorants	06
I.2.4 LES PRINCIPALES SOURCES DE POLLUTION DE L'EAU	06
I.2.4.1 Les Sources Spécifiques De Pollution	07
I.2.4.2 Les Sources De Pollution Non Spécifiques	07
I.3 LES POLLUANTS	07
I.3.1 DEFINITION	07
I.3.2 TYPES DES POLLUANTS	07
I.3.2.1 Les Polluants De Sol	07
I.3.2.2 Les Polluants Atmosphériques	07
I.3.2.3 Les Polluants De L'eau	07
I.3.2.4 Les Polluants Organiques	08
I.4 LES COLORANTS.....	08
I.4 .1 HISTORIQUE DES COLORANTS.....	08
I.4 .2 DEFINITION	08
I.4 .3 CLASSIFICATION DES COLORANTS	09

I.4.3.1 Classification Chimique	09
I.4.3.2 Classification Tinctoriale	11
I.4 .4 UTILISATION ET APPLICATION DES COLORANTS	12
I.4.5 POURQUOI LE CHOIX DU TRAITEMENT DES COLORANTS ?	12
I.4.5.1 Les dangers évidents	12
I.4.5.2 Les Dangers A Long Terme	13
I.4.6 LES METHODES DE TRAITEMENT DES EAUX POLLUEES PAR LES MATIERES ORGANIQUES	14
I.5 PROPRIETES DE COLORANT ETUDIE.....	14
I.5 .1 TOXICITE DU L'ECARLATE SOLOPHENYL BNLE.....	15
I.6 CONCLUSION	17
REFERENCE BIBLIOGRAPHIQUE.....	18

CHAPITRE II : PROCÉDÉS D'OXYDATION AVANCÉS

II.1 INTRODUCTION	22
II.2 DÉFINITION DE POA.....	22
II.3 INCONVÉNIENTS ET AVANTAGES	23
II.4 RADICAUX HYDROXYLES :	23
II.4.1 DESCRIPTION ET CARACTÉRISTIQUES DE (OH•)	23
II.4.2 REACTIVITE DES RADICAUX HYDROXYLES (OH•).....	24
II.4.3 MECANISME DE DEGRADATION PAR LES RADICAUX (OH•).....	25
II.4.3.1 Mode D'action	25
II.4.3.2 Cinetique De Reaction	27
II.5 CLASSIFICATION DES PROCEDES D'OXYDATION AVANCES	28
II.6 PROCEDE FENTON	28
II.6.1 HISTORIQUE.....	28
II.6.2 PEROXYDE D'HYDROGENE ET LE SEL DU FER (II).....	29
II.6.2.1 Peroxyde D'hydrogene	29
II.6.2.2 Sel Du Fer	29
II.6.2.3 Couplage H ₂ O ₂ /Fe ²⁺	29
II.7 MECANISMES DES REACTIONS DE FENTON	29
II.8 LES BENEFICES ET LES LIMITATIONS DU PROCEDE FENTON	33
II.8.1 BENEFICES	33
II.8.2 LIMITATIONS	33
II.9 CONCLUSION.....	34

REFERENCE BIBLIOGRAPHIQUE.....	36
CHAPITRE III : DEGRADATION D'UN COLORANT AZOIQUE DE ROUGE SOLOPHENYL DANS L'EAU PAR LE PROCEDE FENTON	
III.1 INTRODUCTION	40
III.2 MATÉRIEL ET RÉACTIFS	41
III.2.1 RÉACTIFS	41
III.2.2 LE POLLUANT MODÈLE	41
III.2.3 DISPOSITIF EXPÉRIMENTAL	42
III.2.4 MATERIELS	43
III.3 METHODES ANALYTIQUE	43
III.3.1 PH-METRIE	43
III.3.2 La spectrophotométrie UV-Visible	43
III.3.2.1 Dosage Du Colorant	44
III.3.3 DOSAGE DU PEROXYDE D'HYDROGÈNE	46
III.3.4 DÉMARCHE EXPÉRIMENTALE DE L'ÉTUDE DE L'OXYDATION DU COLORANT OG PAR LE RÉACTIF DE FENTON	47
III.4 RESULTATS ET DISCUSSION	47
III.4.1 ÉVALUATION DES CONDITIONS OPÉRATOIRES OPTIMALES D'OXYDATION	48
III.4.1.1 Effet de pH	48
III.4.1.2 Effet de la concentration initiale du colorant	51
III.4.1.3 Effet de concentration initiale en Fe ²⁺	53
III.4.1.4 Effet de la concentration initiale en H ₂ O ₂	56
III-4-1-5 Effet de température	58
III.4.1.6 Dégradation de RS dans différentes matrices naturelles	60
III.5 CONCLUSION.....	65
REFERENCE BIBLIOGRAPHIQUE.....	66
CONCLUSION GENERALE	72

The background of the page is a light blue gradient with numerous water droplets and bubbles of various sizes scattered throughout. The droplets are more concentrated at the top and bottom edges, creating a sense of depth and movement. The central area is mostly clear, providing a space for the text.

INTRODUCTION GENERALE



INTRODUCTION GENERALE

L'eau est une molécule chimique particulière, elle est bien plus qu'un atome d'oxygène lié à deux atomes d'hydrogène, c'est la molécule responsable de la vie. En raison de ses propriétés physiques et chimiques exceptionnelles, elle est indispensable à toute activité humaine, ce qui en fait la matière première la plus importante et la plus recherchée sur Terre. Comme l'air, elle joue un rôle crucial dans la survie de tous les êtres vivants. C'est pourquoi la qualité de l'eau a toujours été perçue comme un élément essentiel pour garantir notre bien-être [1]. Actuellement, dans le monde entier, l'homme collecte environ 3800 km³ d'eau douce chaque année pour diverses utilisations.

Malheureusement, notre société de consommation a progressé au détriment de cette ressource, dont la dégradation est responsable de la dégradation des écosystèmes. En effet, la pollution de l'eau qui affecte les cours d'eau, les mers, les nappes phréatiques et les lacs est principalement due aux eaux usées provenant de l'industrie.

La pollution des eaux, accidentellement ou volontairement, par certains produits chimiques d'origine industrielle (hydrocarbures, phénols, dérivés phénoliques, colorants, métaux lourds, détergents...) ou agricole (pesticides, engrais,...) constitue une source de dégradation de l'environnement et suscite à l'heure actuelle un intérêt particulier à l'échelle internationale [2]. Les effluents des industries textiles sont très chargés en colorants acides ou basiques, de sels et des adjuvants.

Beaucoup d'industries (textile, papeterie, plastique, agroalimentaire,...) sont très dépendantes de l'eau et utilisent des colorants organiques (solubles ou pigmentaires) pour colorer leurs produits. Ces colorants synthétiques sont à la fois nocifs et contribuent à la coloration de l'environnement [3]. Les colorants dissous dans l'eau deviennent difficiles à traiter car les colorants ont une origine synthétique et une structure moléculaire complexe qui les rend plus stables et difficilement biodégradable [4, 5]. Différentes techniques physiques, chimiques et biologiques sont utilisées pour traiter et décolorer des effluents pollués, telles que la coagulation et la floculation, la biodégradation, la filtration membranaire, l'oxydation chimique, l'ozonation, l'échange d'ions, les méthodes électrochimiques et l'adsorption, ...etc [6].

Cependant les recherches actuelles sur la dépollution du composé toxique s'acheminent vers un couplage de processus classiques ou plus innovant. Parmi ces nouveaux traitements, les procédés d'oxydation avancée POA. Ces technologies par leur caractère non polluant ont prouvé et montré leur efficacité face à divers polluants toxiques. Elles reposent sur la formation des radicaux (HO^{\bullet}) ayant un fort pouvoir oxydant qui les rend capables de dégrader d'une manière non sélective et rapide les polluants organiques.



Dans le présent mémoire nous nous sommes intéressées par le procédé Fenton ($\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Fe}^{2+}$), qui est un des procédés d'oxydation avancés, pour suivre la dégradation d'un colorant toxique, de type azoïque le Rouge Solophenyl. Les radicaux hydroxyles HO^\bullet sont générés à partir d'une réaction chimique appelée réaction Fenton. Ces radicaux sont capables d'attaquer n'importe quel composé organique ou organométallique et déclenche une chaîne radicalaire permettent d'oxyder les polluants organiques jusqu'à leurs déminéralisation complète.

L'objectif de notre travail, est d'étudier la possibilité d'élimination d'un colorant Le Rouge Solophenyl par un procédé d'oxydation avancé POA (Fenton). Ce travail est essentiellement composé de trois chapitres :

Le premier chapitre : nous avons parlé sur la pollution et leurs sources et des polluants, ensuite abordé la question de la pollution de l'eau à savoir les colorants, leurs classifications, les risques associés et les propriétés d'un colorant étudié le rouge Solophenyl (RS). Enfin les différentes méthodes de traitements.

Le deuxième chapitre : nous présentons les différents procédés d'oxydation avancés, les mécanismes d'oxydation par les radicaux hydroxyles, les réactions majeures qui se produisent dans le réactif de Fenton.

Le troisième chapitre : Nous exposons les méthodes expérimentales, le matériel et les réactifs utilisés, ainsi que les techniques d'analyse employées. En outre, on examine l'impact des divers paramètres opératoires tels que le pH, la concentration en réactif de Fenton (H_2O_2 et Fe^{2+}), ainsi que la concentration initiale en colorant sur la destruction de Rouge Solophenyl et leurs discussions.

Enfin, une conclusion générale résume l'ensemble des résultats obtenus et expose les perspectives de cette étude.



REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUE :

- [1] I. Lansari, Elimination des colorants textiles par des sorbants naturels, Thèse de doctorat, université Abou-Bekr Belkaid, Tlemcen, 2021.
- [2] O. Bouras, Propriétés adsorbants d'argiles pontées organophiles: synthèse et caractérisation, Thèse d'Etat, université de Limoges, France 15, 2003.
- [3] G. Crini, P.M. Bado, Traitement et épuration des eaux industrielles polluées, Presses Universitaires de Franche-Comté, 2007.
- [4] E. Forgacs, T. Cserhádi, G. Oros, Removal of synthetic dyes from wastewaters, Environment international, 30, 2004,953-971.
- [5] H.S. Rai, M.S. Bhattacharyya, J. Singh, T.K. Bansal, P.Vats, U.C. Banerjee, Removal of dyes from the effluent of textile and dyestuff manufacturing industry: a review of emerging techniques with reference to biological treatment, 35,2005, 219–238.
- [6] S. Rangabhashiyam, N. Anu, N. Selvaraju, Sequestration of dye from textile industry wastewater using agricultural waste products as adsorbents, J. of Envir, Chem,Engin,1, 2013,629- 641.

The background of the page is a light blue gradient with numerous water droplets and bubbles of various sizes scattered throughout. The droplets are more concentrated at the top and bottom edges, creating a frame-like effect. The central area is mostly clear with a few smaller droplets.

CHAPITRE I :
ETUDE BIBLIOGRAPHIQUE



I.1 INTRODUCTION :

L'eau est une substance chimique spécifique. C'est pourquoi elle est la ressource la plus cruciale et la plus recherchée sur notre planète. Il joue un rôle crucial dans la survie de tous les êtres vivants. Malheureusement, notre société de consommation a évolué au détriment de cette ressource, ce qui a entraîné la détérioration des écosystèmes. En effet, la pollution des cours d'eau, des mers, des nappes phréatiques et des lacs est provoquée par les eaux usées industrielles.

Aujourd'hui, les réserves d'eau ont été considérablement réduites en raison de la croissance démographique, accompagnée d'une forte industrialisation et d'un développement agricole intensif. Les émissions de micropolluants d'origines diverses (pesticides, colorants, phénols, métaux lourds...) dans l'environnement ne cessent d'augmenter. Ces polluants toxiques et peu dégradables ont généralement de nombreux effets négatifs sur la santé. Ils affectent également directement l'équilibre des écosystèmes du fait de la détérioration de la qualité des différents milieux environnementaux (sol, eau, air). Il est donc important de développer des procédés qui protègent les réserves d'eau de la contamination en traitant l'eau contaminée à la source.

L'industrie textile est considérée comme polluante car ses émissions sont constituées de molécules organiques récalcitrantes qui ne peuvent être traitées par les méthodes traditionnelles de dépollution (adsorption sur charbon actif, procédés membranaires, coagulation-floculation, oxydations chimiques...).

Les colorants synthétiques, dont 15% (constitués de colorants azotés), sont l'une des principales sources de pollution des eaux. Malgré des efforts importants en matière de traitement des eaux, on estime actuellement que seulement 60% sont envoyés vers les stations d'épuration et que le reste finit dans la nature. L'un des phénomènes les plus alarmants est l'accumulation croissante de substances tenaces et difficiles à biodégrader dans l'eau. La situation est aggravée par l'absence ou l'insuffisance d'un système adéquat de traitement de l'eau, capable de réduire la concentration de substances toxiques à l'origine de risques chimiques chroniques. On peut dire que des eaux usées mal traitées conduisent inévitablement à la détérioration de la qualité des sources d'eau utilisable et potable, qui fait défaut dans de nombreux pays [1].

I.2 LA POLLUTION :

I.2.1 GENERALITES :

La pollution correspond à l'altération et à la détérioration de la qualité du milieu naturel. Cela peut être lié à un événement naturel, comme une inondation ou une éruption



volcanique Car cela peut aussi être lié à une mauvaise gestion des déchets ou des eaux usées humaines (substances chimiques, déchets industriels, eaux usées et domestiques, etc...) [2]. Cette pollution constitue une menace pour la santé publique. Les conditions de vie des plantes et des animaux sont perturbées par cela, ce qui met en péril l'utilisation des ressources naturelles telles que l'eau et les ressources biologiques... [3].

La pollution peut affecter directement la santé des personnes ou leur environnement immédiat.

Cela peut également l'affecter indirectement via la chaîne alimentaire ou l'environnement lointain. La pollution, contamine, détériore l'environnement. La pollution existe depuis l'apparition de l'homme sur terre, mais elle s'est accentuée avec la révolution industrielle. La production d'énergie, la chimie et les transports, qui se sont beaucoup développés pour répondre aux besoins croissants de la population, sont devenus à la fois une source de progrès et une source importante lorsque la densité de population est élevée [2].

La pollution est divisée en trois catégories : La pollution atmosphérique, La pollution des sols, La pollution des eaux.

I.2.2 DEFINITION DE LA POLLUTION DES EAUX :

La pollution ou la contamination de l'eau peut être définie comme la dégradation de celle-ci en modifiant des propriétés physiques, chimiques et biologiques par des déversements, rejets, dépôts directs ou indirects de corps étrangers ou de matières indésirables telles que les microorganismes les produits toxiques, les déchets industriels. Ces substances polluantes peuvent avoir différentes origines:

- Urbaine (activités domestiques ; eaux d'égoutetc.) ;
- Agricole (engrais, pesticides) ;
- Industrielle (chimique-pharmacie, pétrochimie, raffinage...) [4].

I.2.3 TYPES DES POLLUTIONS DES EAUX :

I.2.3.1 Pollution Physique :

Elle résulte de différents éléments solides entraînés par les rejets domestiques et industriels, On distingue :

- **Pollution solide** : Elle provient des particules solides apportées par les eaux industrielles ainsi que les eaux de ruissellement et issue des décharges de déchets à ciel ouvert.

- **Pollution thermique** : Causé généralement par les eaux des circuits de refroidissement des usines, en effet tout changement de température de l'eau a des conséquences significatives sur l'équilibre écologique du milieu aquatique naturel et la survie des organismes vivants.



- **Pollution radioactive** : Liée aux rejets des éléments radioactifs par les installations et les centrales nucléaires ainsi que les usines de traitement de déchets radioactifs.

I.2.3.2 Pollution Chimique :

Elle est due aux polluants chimiques de nature organique et minérale générés par les différentes activités anthropiques. Ce type de pollution regroupe les solvants, les métaux (Zn, Pb, Cd...) les hydrocarbures aromatiques polycycliques (HAP) les polychlorobiphényles (PCB) les produits pharmaceutiques, les sels, etc. [5].

- **Pollution organique** : Ce type de pollution constitue une partie importante de la pollution hydrique parmi les polluants chimiques d'origine organique figurant les hydrocarbures, les pesticides, les phénols, les matières organiques banales (protides, lipides.....) et les détergents [4].

- **Pollution minérale** : Ce type de pollution constitue une partie importante de la pollution parmi les polluants figurant les métaux lourds, Cyanure Les cyanures, L'azote et Le phosphore.

I.2.3.3 Pollution Microbiologique :

Elle provient de plusieurs sources comme les rejets des hôpitaux, l'agriculture ainsi que les rejets d'eaux usées l'eau se charge alors de microorganismes photogènes (bactéries, virus, parasites) qui peuvent être dangereux pour l'environnement et pour la santé humaine [5].

I.2.3.4 Pollution Par Les Colorants :

Au cours de différent domaine d'utilisation de colorant (textile, peinture, papier..). Des quantités plus ou moins importantes de ces colorants sont perdues par manque d'une affinité avec les surfaces à teindre ou à colorer, ces rejets organiques sont très nuisibles à la santé de l'homme et l'environnement. Ces colorants nécessitent une technique de dépollution adaptée [6].

Les colorants sont les principaux polluants lorsqu'ils sont dissous dans l'eau, ils sont difficiles à traiter en raison de leur origine synthétique et de leur structure moléculaire complexe, ce qui les rend plus stables et plus difficiles à dégrader [7, 8]. Ils peuvent donc présenter des facteurs de risque pour notre santé et nuire à l'environnement, il est donc nécessaire de limiter au maximum ces polluants en mettant en place une installation de traitement adaptée comme une unité de décoloration.

I.2.4 LES PRINCIPALES SOURCES DE POLLUTION DE L'EAU :

La pollution des rivières, des lacs et des autres eaux de surface diffère en fonction de leur importance environnementale ou de leur facilité à être contrôlée. Elle peut être divisée en deux parties :



I.2.4.1 Les Sources Spécifiques De Pollution :

Il s'agit notamment des sources qui pénètrent dans les plans d'eau par des orifices de sortie bien placés. Ces types de sources sont faciles à gérer. De plus, leurs quantités peuvent être mesurées et leurs propriétés physiques, chimiques et biologiques peuvent être déterminées. Ces polluants comprennent les déchets industriels et sanitaires [9].

I.2.4.2 Les Sources De Pollution Non Spécifiques :

Sortie à partir de sources étendues qui ne peuvent pas être directement contrôlées. Il s'agit notamment des déchets issus des activités agricoles ou des déchets qui s'écoulent dans les eaux pluviales et sont déversés dans les plans d'eau. Les camions et les pipelines transportent des liquides dangereux jusqu'à ce qu'ils rejettent divers polluants, et leur entrée dans les plans d'eau est le meilleur exemple de sources de pollution non spécifiées [9].

I.3 LES POLLUANTS :

I.3.1 DEFINITION :

Les polluants sont des agents biologiques, physiques ou chimiques qui dépassent un certain seuil et qui, dans certaines conditions (potentialisation), provoquent parfois une gêne sur l'ensemble ou une partie de l'écosystème ou sur l'environnement en général. Cela signifie qu'un polluant est défini comme un contaminant d'un ou plusieurs écosystèmes (air, eau, sol) et/ou d'un organisme (qui peut être une personne) ou qui affecte l'écosystème [10].

I.3.2 TYPES DES POLLUANTS

I.3.2.1 Les Polluants De Sol :

En termes de surface ce sont d'abord l'industrie, l'agriculture et les guerres, mais de très nombreuses activités humaines ont pu être source de séquelles environnementales sur les sols. Parmi les différents types de polluants de sol on cite [11] : Les métaux lourds, Les hydrocarbures, Les hydrocarbures aromatiques polycycliques (HAP), Les composés organiques volatiles (COV) , Les huiles minérales , Les goudrons et Les pesticides.

Les métaux lourds sont présents le plus souvent dans l'environnement sous forme de traces présentes à l'état solide dans les sols, et sont mis en circulation par l'érosion qui les met en solution ou en suspension. Ils sont issues de nombreuses activités industrielles, qui utilisent des métaux d'où la possibilité de rejets dans l'environnement [12].

I.3.2.2 Les Polluants Atmosphériques :

Les polluants atmosphériques se distinguent en deux grandes familles : les polluants primaires et les polluants secondaires [13].

I.3.2.3 Les Polluants De L'eau :

Les eaux résiduaires peuvent contenir des flottants, des matières en suspension et des



matières dissoutes. La pollution chimique (minérale) libère dans ces derniers divers composés tels que les nitrates, les phosphates, des sels utilisés en agriculture ainsi que divers résidus rejetés par la métallurgie (Pb, Cd, Hg) et d'autres activités (hydrocarbures) [14].

I.3.2.4 Les Polluants Organiques :

Les polluants organiques sont les plus nombreux et les plus dangereux. Certaines de ces substances sont même cancérigènes ou mutagènes. Ils peuvent être classés en phénols, hydrocarbures, colorants, détergents et pesticides, issues des effluents domestiques ainsi des rejets industriels, aussi tous les déchets carbonés qui provoquent l'appauvrissement en oxygène des milieux aquatiques [15].

Dans ce travail, nous nous sommes intéressés à l'étude d'un polluant Organique c'est un colorant.

I.4 LES COLORANTS :

I.4.1 HISTORIQUE DES COLORANTS :

Depuis le début de l'humanité, les colorants ont été appliqués dans pratiquement toutes les sphères de notre vie quotidienne pour la peinture et la teinture du papier, de la peau et des vêtements, etc. Jusqu'à la moitié du 19^{ème} siècle, les colorants appliqués étaient d'origine naturelle. Des pigments inorganiques tels que l'oxyde de manganèse, l'hématite et l'ancre étaient utilisés. Par ailleurs, des colorants naturels organiques ont été appliqués, surtout dans l'industrie de textile. Ces colorants sont tous des composés aromatiques qui proviennent essentiellement des plantes, tel que l'alizarine et l'indigo. L'industrie des colorants synthétiques est née en 1856 quand le chimiste anglais W. H. Perkin, dans une tentative de synthèse de la quinine artificielle pour soigner la malaria, a obtenu la première matière colorante synthétique qu'il appela "mauve" (aniline, colorant basique). Perkin a breveté son invention et installé une chaîne de production, qui serait bientôt suivie par d'autres. De nouveaux colorants synthétiques commencent à paraître sur le marché. Ce processus a été stimulé par la découverte de la structure moléculaire du benzène en 1865 par Kekulé. En conséquence, au début du 20^{ème} siècle, les colorants synthétiques ont presque complètement supplantés les colorants naturels [16].

I.4.2 DEFINITION :

Un colorant est défini comme un produit capable de colorer de façon permanente une substance. Il possède des groupes qui lui donnent de la couleur, appelés chromophores, et des groupes qui lui permettent de s'attacher, appelés auxochromes.

Les colorants se caractérisent par leur capacité à absorber le rayonnement lumineux dans le spectre visible (380-750 nm).



La conversion de la lumière blanche en lumière colorée par réflexion, transmission ou diffusion est due à l'absorption sélective d'énergie par certains groupes d'atomes appelés chromophores.

La molécule colorante est un chromogène. Plus le groupement chromophore cède facilement un électron, plus la couleur est intense. Les groupements chromophores sont classés par intensité décroissante, dans le tableau. **I-1**. D'autres groupes d'atomes du chromogène peuvent intensifier ou changer la couleur, due au chromophore ; ils sont appelés : groupements auxochromes. Les chromophores sont des systèmes qui possèdent des liaisons π conjuguées, ou des complexes de métaux de transition. Les colorants diffèrent les uns des autres, par des combinaisons d'orbitales moléculaires. La coloration correspond aux transitions possibles, après absorption du rayonnement lumineux, entre des niveaux d'énergie, propres à chaque molécule [17].

Tableau I-1 : Principaux groupements chromophores et auxochromes [17].

Groupements chromophores	Groupements auxochromes
• Azo (-N=N -)	• Amino (-NH ₂)
• Nitroso (-NO ou -N-OH)	• Méthylamino (-NHCH ₃)
• Carbonyl (=C=O)	• Diméthylamino (-N(CH ₃) ₂)
• Vinyl (-C=C-)	• Hydroxyl (-HO)
• Nitro (-NO ₂ ou =NO-OH)	• Alkoxy (-OR)
• Sulfure (>C=S)	• Groupements donneurs d'électrons

Du point de vue atomistique, les colorants peuvent être soit inorganiques (les atomes de carbone ne sont pas majoritaires dans la composition chimique de la molécule). Soit organiques (abondance de carbone dans la formule chimique). De plus, le colorant, qu'il soit organique ou inorganique, peut être d'origine naturelle ou synthétique [18].

I.4.3 CLASSIFICATION DES COLORANTS :

Les principaux modes de classification des colorants reposent soit sur leur constitution chimique (classification chimique), soit sur leurs méthodes d'application aux différents substrats (classification tinctoriale) [19].

I.4.3.1 Classification Chimique :

Le classement des colorants selon leur structure chimique repose sur la nature du groupement chromophore.



Tableau I-2 : Classification chimique des colorants [20-21-22].

Colorants	Caractéristiques et propriétés générales
Azoïques	<ul style="list-style-type: none">• Présence du groupe fonctionnel Azo ($-N=N-$) qui peut être répété plusieurs fois dans la molécule pour former les diazoïques, triazoïques, ...etc ;• Toxiques, cancérogènes et récalcitrants aux traitements biologiques ;• Constituent 50 % de la production mondiale des colorants ;• Se répartissent en colorants acides, basiques, directs et réactifs ; solubles dans l'eau, dispersés, ...etc.
Anthraquinoniques	<ul style="list-style-type: none">• Les plus importants après les colorants azoïques ;• Forme générale dérivée de l'anthracène ;• Leur chromophore est un noyau quinone sur lequel peuvent s'attacher des groupes hydroxyles ou amine ;• Couvrent toute la gamme de nuances jaune-orange-rouge ;• Solidité à la lumière et vivacité des coloris surtout dans le bleu et le turquoise.
Indigoïdes	<ul style="list-style-type: none">• Forme générale dérivée de l'indigo ;• Résistance remarquable aux traitements de lavage .
Polyméthiniques	<ul style="list-style-type: none">• Présence de groupements hétérocycliques donneurs et accepteurs d'électrons aux extrémités d'une chaîne polyméthinique ;• Faible résistance à la lumière et bons sensibilisateurs ; photographiques (particulièrement les cyanines).
Nitrés et nitrosés	<ul style="list-style-type: none">• Présence d'un groupe nitro ($-NO_2$) en position ortho par rapport à un groupement électrodonneur (hydroxyle ou groupes aminés) ;• Structure simple, très limité en nombre et relativement pas cher.
Xanthènes	<ul style="list-style-type: none">• Intense fluorescence ;• Marqueurs lors d'accident maritime ou traceurs des écoulements des rivières souterraines.
Thiazines	<ul style="list-style-type: none">• Présence d'un anneau de quatre carbones, un azote et un atome de soufre.
Phtalocyanines	<ul style="list-style-type: none">• Structure complexe basée sur l'atome central de cuivre ;• Employés dans l'industrie de pigments pour peinture et dans la teinture des fibres textiles.



I.4.3.2 Classification Tinctoriale :

Classification tinctoriale Si la classification chimique présente un intérêt pour les fabricants de matières colorantes, le teinturier préfère le classement par domaine d'application. Il y a différentes catégories tinctoriales définies cette fois par les auxochromes [23].

Tableau I-3 : Classification tinctoriale des colorants [20-22].

Colorants	Caractéristiques et propriétés générales
Directs	<ul style="list-style-type: none">• Capables de former des charges positives ou négatives électrostatiquement attirées par les charges des fibres ;• Affinité élevée pour les fibres cellulosiques sans application de mordant (teindre directement le coton);• Prix modéré, facilité d'application et faible solidité aux traitements de lavage.
Colorants de cuve	<ul style="list-style-type: none">• Insolubles dans l'eau ;• Utilisés pour l'application de l'indigo qui nécessite la préparation d'une cuve de bonne résistance aux agents de dégradation.
Réactifs	<ul style="list-style-type: none">• Présence de groupes chromophores issus essentiellement des familles azoïques, anthraquinoniques et phtalocyanines;• Présence d'une fonction chimique réactive de type triazinique ou vinylsulfone assurant la formation d'une liaison covalente forte avec les fibres;• Solubles dans l'eau.
Colorants à mordant	<ul style="list-style-type: none">• Présence d'un ligand fonctionnel capable de réagir fortement avec un sel d'aluminium, de chrome, de cobalt, de cuivre, de nickel ou de fer pour donner différents complexes colorés avec le textile.
Basiques ou cationiques	<ul style="list-style-type: none">• Faible résistance à la lumière ;• Solubles dans l'eau (car ils sont des sels d'amines organiques);• Forment des liaisons entre leurs sites cationiques et les sites anioniques des fibres.
Acides ou anioniques	<ul style="list-style-type: none">• Solubles dans l'eau grâce à leurs groupes sulfonates ou carboxylates;• Affinité élevée aux fibres textiles;• Permettent de teindre les fibres animales (laine et soie) et quelques fibres acryliques modifiées (nylon, polyamide).
Dispersés	<ul style="list-style-type: none">• Application sous forme d'une fine poudre dispersée dans le bain de teinture ;• Très peu solubles dans l'eau.



I.4.4 UTILISATION ET APPLICATION DES COLORANTS :

L'industrie des colorants constitue un marché économique considérable car de nombreux produits industriels peuvent être colorés, principalement :

- Pigments (industrie des matières plastiques) ;
- Encre, papier (imprimerie) ;
- Colorants alimentaires (industrie agro-alimentaire) ;
- Pigments des peintures, matériaux de construction, céramiques (industrie du bâtiment);
- Colorants capillaires (industrie des cosmétiques) ;
- Colorants et conservateurs (industrie pharmaceutique)
- Carburants et huiles (industrie automobile etc.,....) ;
- Colorants textiles à usage vestimentaire, de décoration, du bâtiment, du transport,
- Colorants textiles à usage médical etc...[24].

I.4.5 POURQUOI LE CHOIX DU TRAITEMENT DES COLORANTS ?

Les dangers liés aux rejets textiles sont pour une part à court terme (dangers évidents) et d'autre part, à long terme [25] :

I.4.5.1 Les dangers évidents :

• **Eutrophisation:** Sous l'action des microorganismes, les colorants libèrent des nitrates et des phosphates dans le milieu naturel. Ces ions minéraux introduits en quantité trop importante peuvent devenir toxiques pour la vie piscicole et altérer la production d'eau potable. Leur consommation par les plantes aquatiques accélère leur prolifération anarchique et conduit à l'appauvrissement en oxygène par inhibition de la photosynthèse dans les strates les plus profondes des cours d'eau et des eaux stagnantes.

• **Sous-oxygénation:** Lorsque des charges importantes de matière organique sont apportées au milieu via des rejets ponctuels, les processus naturels de régulation ne peuvent plus compenser la consommation bactérienne d'oxygène [26] estime que la dégradation de 7 à 8 mg de matière organique par des micro-organismes suffit pour consommer l'oxygène contenu dans un litre d'eau.

• **Couleur, turbidité, odeur:** L'accumulation des matières organiques dans les cours d'eau induit l'apparition de mauvais goûts, prolifération bactérienne, odeurs pestilentielles et colorations anormales [27] ont évalué qu'une coloration pouvait être perçue par l'œil humain à partir de $5 \cdot 10^{-6}$ g/L. En dehors de l'aspect inesthétique, les agents colorants ont la capacité d'interférer avec la transmission de la lumière dans l'eau, bloquant ainsi la photosynthèse des plantes aquatiques.



I.4.5.2 Les Dangers A Long Terme [20] :

• **La persistance** : Les colorants organiques synthétiques sont des composés impossibles à épurer par dégradations biologiques naturelles [28]. Cette persistance est en étroite relation avec leur réactivité chimique :

- Les composés insaturés sont moins persistants que les saturés ;
- Les alcanes sont moins persistants que les aromatiques ;
- La persistance des aromatiques augmente avec le nombre de substituants ;
- Les substituant halogènes augmentent plus la persistance des colorants que les groupements alkyles.

• **Bio-accumulation** : Si un organisme ne dispose pas de mécanismes spécifiques, soit pour empêcher la résorption d'une substance, soit pour l'éliminer une fois qu'elle est absorbée, alors cette substance s'accumule. Les espèces qui se trouvent à l'extrémité supérieure de la chaîne alimentaire, y compris l'homme, se retrouvent exposées à des teneurs en substances toxiques pouvant aller jusqu'à cent mille fois plus élevées que les concentrations initiales dans l'eau. Figure I-1.

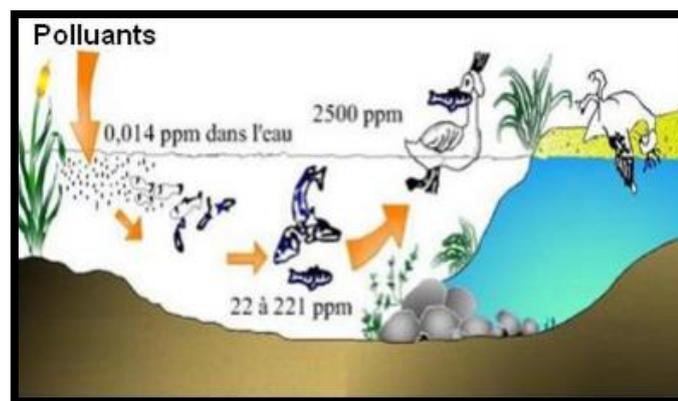


Figure I-1: Conséquences de la bioaccumulation après déversement de substances toxiques (Colorants) dans un cours d'eau [29].

• **Santé humaine** : En teinture, les niveaux d'exposition aux dangers changent avec les postes de travail. C'est au niveau «cuisine» à couleurs que le maximum de précautions doit être pris. Le peseur de colorants est le plus exposé [30]. Bien que la plupart des colorants ne soient ni corrosifs, ni irritants pour la peau, ils peuvent causer des réactions allergiques et même être responsables de cancer.

• **Cancer** : Si la plupart des colorants ne sont pas toxiques directement, une portion significative de leurs métabolites l'est. Leurs effets mutagènes, tératogènes ou cancérigènes apparaissent après dégradation de la molécule initiale en sous-produits d'oxydation : amine cancérigène pour les azoïques, leuco-dérivé pour les triphénylméthanes.



I.4.6 LES METHODES DE TRAITEMENT DES EAUX POLLUEES PAR LES MATIERES ORGANIQUES :

L'utilisation intensive, irrationnelle des colorants et la menace énorme pour la qualité de l'environnement et la santé humaine ont été le point de départ de nombreux travaux visant à éliminer ces polluants. Des procédés physiques, physicochimiques, chimiques et biologiques ont été développés pour éliminer ces colorants du milieu aquatique.

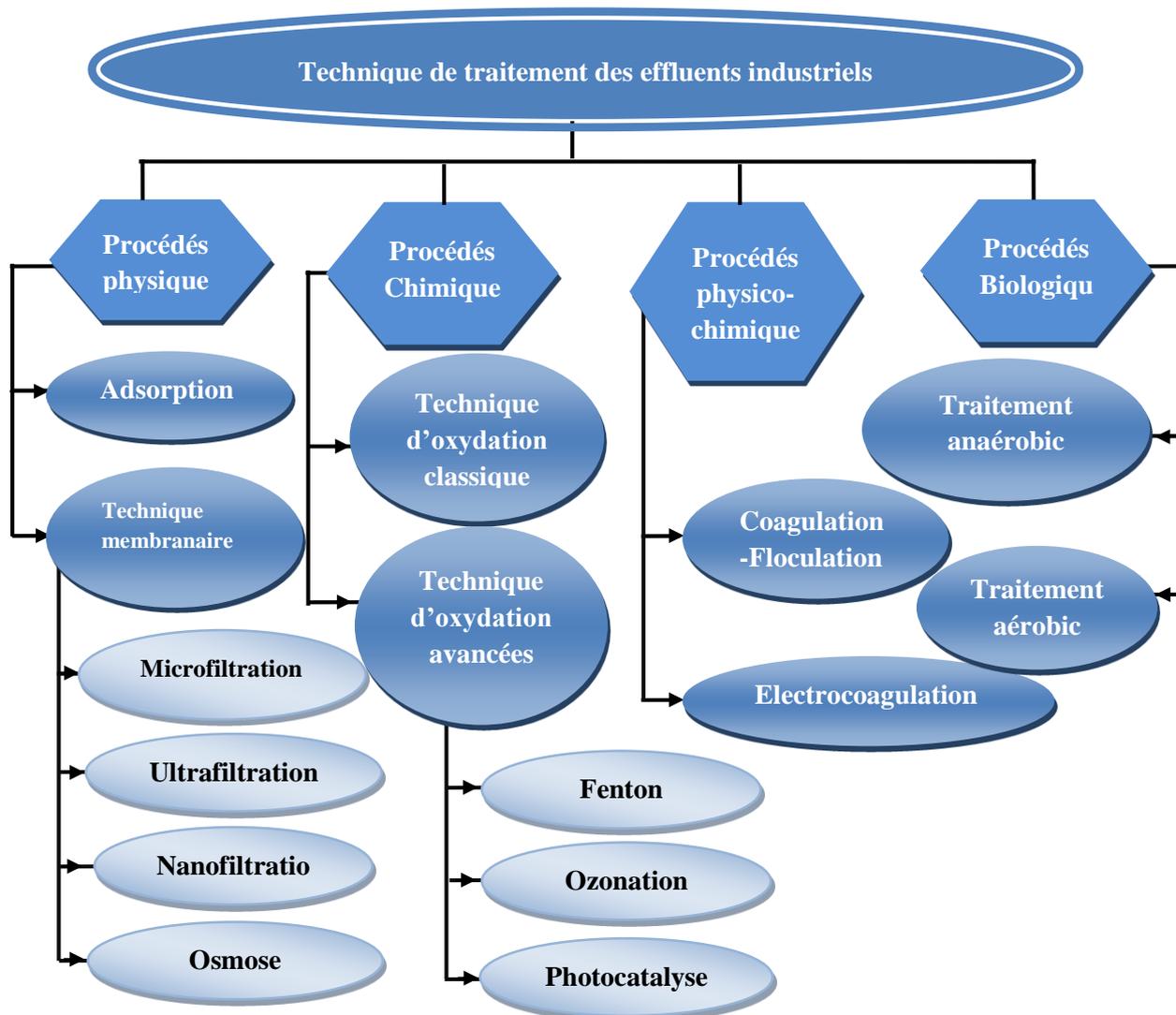


Figure I-2 : Différentes techniques de traitements des eaux polluent par des effluents industriels [31].

I.5 PROPRIETES DE COLORANT ETUDIE :

Dans ce travail, nous nous sommes intéressés à l'étude du colorant de Rouge Solophényl
Le Rouge Solophenyl (Colorant direct ou substantif) : Ce colorant appartient à la classe des colorants directs qui sont des sels des acides aromatiques solubles dans l'eau, ils sont utilisés pour la teinture des fibres végétales (cellulosiques) ils ont la même formule que les colorants acides mais leur formule sont plus complexe.



L'Écarlate solophényl BNLE (rouge solophényl) est aussi appelé le C.I. Direct red 89, son numéro systématique est CAS : 12217-67-3 ; est un sel tétrasodique, sa formule moléculaire brute est $C_{44}H_{32}N_{10}Na_4O_{16}S_4$ qui correspond à une masse moléculaire de 1176 g/mol. C'est un colorant azoïque, se présente sous forme de poudre rouge vif, soluble dans l'eau (solubilité égale à 60 g/L à 20 °C) ; sa combustion produit des gaz toxiques : monoxyde de carbone, dioxyde de carbone, oxyde d'azote, oxyde de soufre. Il est couramment utilisé comme modèle de contaminant organique en raison de sa structure moléculaire stable.

L'écarlate Solophényl BNLE est utilisé abondamment dans l'industrie algérienne (la production textile de l'unité "Cotest") implantée dans la ville de Constantine (Est algérien). Ce produit synthétique est utilisé dans les opérations de teinturerie et d'ennoblissement : dans l'industrie de la soie, du coton, peut également être utilisé pour le cuir, le papier, la colle de l'impression direct et la teinture, l'impression de décharge et même dans de l'huile et de la graisse, de la couleur de la peinture [32].

Tableau I-4 : Caractéristiques physico-chimiques du l'écarlate Solophényl BNLE (Rouge Solophényl, Direct red 89) [33].

Identification	Propriétés
Formule brute : $C_{44}H_{32}N_{10}Na_4O_{16}S_4$	Masse molaire : 1176 g/mol
N° CAS : [12217-67-3]	Solubilité : 60 g/L (H ₂ O à 20 °C)
Apparence : poudre rouge vif	PH : 6, 40
Appellation chimique : L'Écarlate solophényl BNLE	λ_{max} nm : 494 nm

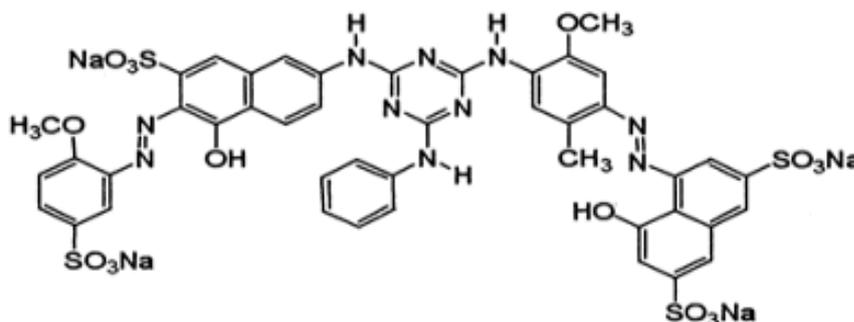


Figure I-3 : Structure du l'écarlate Solophényl BNLE (Direct red 89).

I.5.1 TOXICITE DU L'ECARLATE SOLOPHENYL BNLE :

Le Solophényl BNLE, également connu sous le nom d'écarlate, n'est pas très dangereux, mais il a des conséquences néfastes sur les organismes vivants et les eaux [34-35]. Il fait partie de la classe des colorants azoïques.

Les colorants azoïques sont les plus couramment employés parmi les nombreuses familles de colorants synthétiques (60 à 70 %). Il s'agit d'un ensemble de colorants qui se distinguent par une ou plusieurs liaisons azoïques ($R_1-N = N-R_2$) associées à un ou plusieurs groupements



aromatiques, ce qui les rend extrêmement stables et relativement peu biodégradables. De nombreuses recherches ont également démontré les effets toxiques et/ou cancérigènes des colorants azoïques [36-37-38-39], ce qui nécessite un traitement des effluents contenant ces colorants avant de les rejeter dans l'environnement.

Il n'est pas nouveau que les azoïques soient toxiques en cas d'exposition aux colorants et à leurs métabolites.

À partir de 1895, on constate une augmentation du nombre de cancers de la vessie chez des travailleurs de l'industrie textile, en raison de leur exposition prolongée aux colorants azoïques. Les recherches menées sur ces colorants ont montré que ces substances chimiques avaient des effets cancérigènes et mutagènes chez l'homme et l'animal [40-41-42]. La majorité des colorants azoïques ont entraîné des problèmes de santé extrêmement graves [43-44], notamment des allergies cutanées et pulmonaires, ainsi que des cancers cutanés et de la vessie.

Les composés azoïques ont des effets cancérigènes qui se manifestent par leurs dérivés amines. La partie la plus fragile de ces molécules est la liaison azo, qui peut permettre se rompre sous l'action enzymatique (azo-réductase P450) des mammifères, y compris les mammifères. L'être humain, afin de se métamorphoser en un composé aminé cancérigène. L'effet toxique des azoïques est La présence de substituants sur le noyau aromatique, en particulier des groupes nitro (-NO₂) et halogènes (principalement Cl), entraîne une augmentation.

En 1978, on a observé chez des travailleurs du textile, dans les postes de pesée et de mélange des colorants en poudre, des signes d'allergie respiratoire (asthme et/ou rhinite) [45]. Le comité scientifique de la toxicité, de l'écotoxicité et de l'environnement (CSTEE) a confirmé que les risques cancérigènes présentés par les articles en tissu et en cuir teints avec certains colorants azoïques sont inquiétants. Ainsi, afin de préserver la santé, il est essentiel de prendre des mesures pour préserver la santé. Il serait préférable d'interdire l'utilisation de colorants azoïques.

Les colorants azoïques les plus dangereux pour l'homme sont l'azobenzène, ainsi que l'amarante, la tartrazine et le rouge cochenille, qui sont considérés comme génotoxiques [46] et ont été retirés des listes de colorants alimentaires dans la plupart des pays.

Selon la DEPA (Agence danoise de protection de l'environnement) [46], l'évaluation des risques de cancer nécessite que la concentration limite de colorant azoïque dans l'eau potable soit fixée à 3,1 µg/L.



I.6 CONCLUSION :

Ce chapitre a montré que les colorants de synthèse sont de plus en plus utilisés dans les industries en raison de leur facilité de synthèse, de leur rapidité de production et de leur variété de couleurs si on les compare aux colorants naturels. La diversité structurale des colorants synthétiques est due à la fois à la diversité des groupements chromophoriques qui les composent et à la diversité des technologies d'application. Le secteur des colorants constitue une véritable industrie qui est impliquée dans un grand éventail de domaines : industrie textile, imprimerie, industrie pharmaceutique, cosmétique et agro-alimentaire.

Les colorants utilisés dans la coloration des textiles, des papiers et d'autres produits sont très visibles, parfois toxiques et parfois résistants à la dégradation biologique; il est donc important de minimiser leur libération dans les environnements aqueux. L'industrie textile génère beaucoup de rejets liquides chargés en plusieurs colorants, ce qui pose un vrai problème à l'homme et à l'environnement ; face à ce problème, leur élimination s'avère donc une réelle nécessité.

La contamination des ressources en eau, principalement au niveau de la qualité, est un problème qui se pose avec acuité de nos jours. Elle est le résultat de l'utilisation massive de polluants organiques et minéraux d'origine agricole, urbaine et industrielle. Ainsi, les colorants synthétiques employés dans l'industrie textile, représentent ce type de contaminants. Dans ces conditions, la contamination est essentiellement due à leurs rejets dans les rivières. De ce fait, ils peuvent nuire tant à la faune qu'à la flore.

L'origine synthétique et la structure moléculaire complexe des colorants dissous dans l'eau rendent leur traitement et leur biodégradation plus difficile. Plusieurs méthodes d'élimination conventionnelles et avancées sont employées pour traiter et décolorer les effluents pollués.

Dans ce chapitre, nous présentons la pollution des eaux par les polluantes organiques, les colorants et leurs toxicités et dans le second chapitre, nous sommes choisie une méthode efficace (POA) pour traiter les eaux usées.

**REFERENCE BIBLIOGRAPHIQUE :**

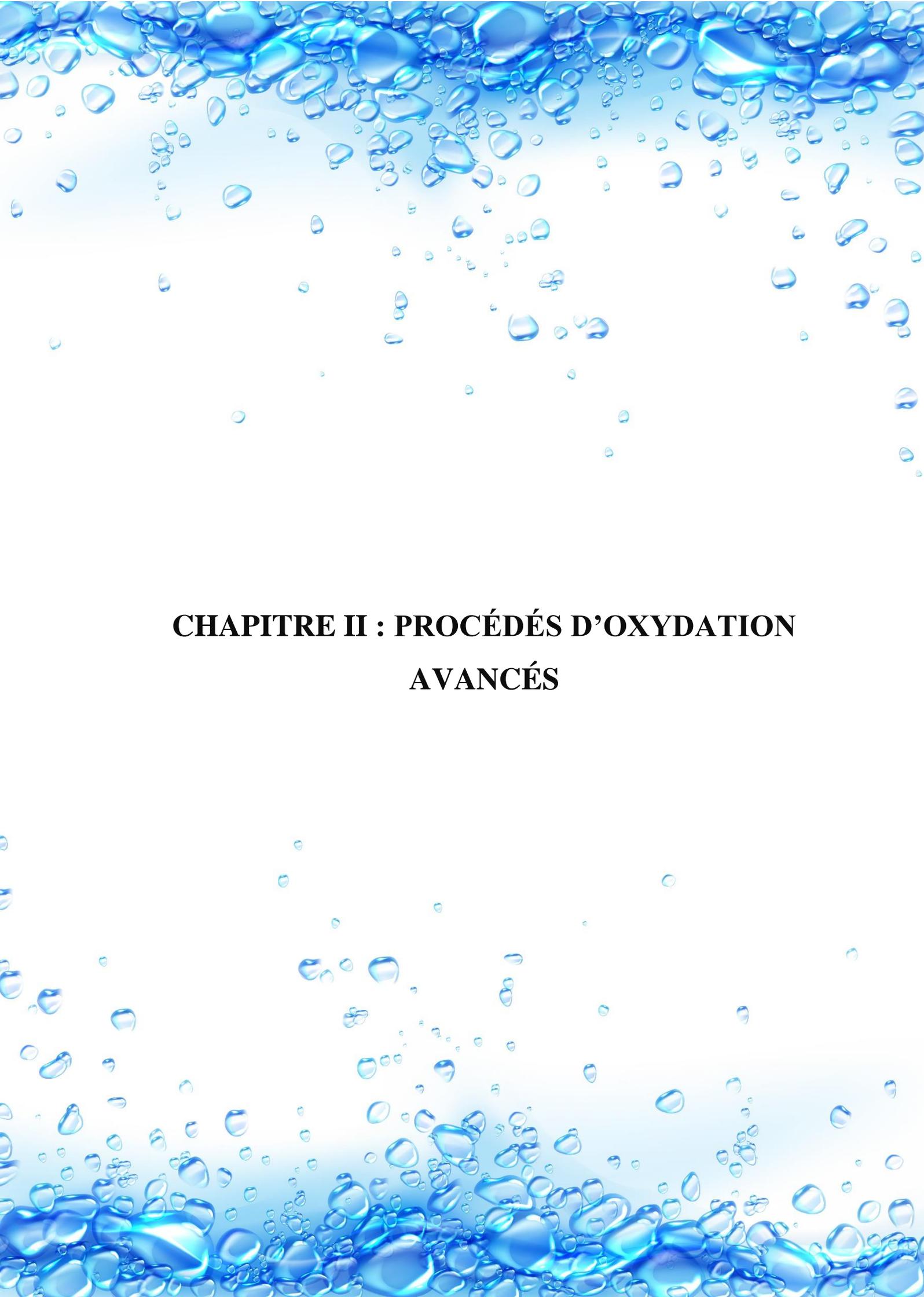
- [1] D.Chebli, Traitement des eaux usées industrielles : Dégradation des colorants azoïques par un procédé intégré couplant un procédé d'oxydation avancée et un traitement biologique, Thèse de doctorat, Université de Sétif, 2012.
- [2] C.Ngô, A.Régent, Déchets et pollution : Impact sur l'environnement et la santé, Dunod, Paris, 2004,72-83.
- [3] A. Semadi, Effets de la pollution atmosphérique (pollution globale, fluorée et plombique) sur la végétation dans la région de Annaba (Algérie), Thèse de doctorat, Paris, 1989.
- [4] C.Bahmed, Utilisation d'un hétéropolyanion de type Dawson en catalyse d'oxydation de méthylorange, mémoire de master, Université Badji Mokhtar, Annaba ,2011.
- [5] B. Benkaddour, Contribution à l'étude de la contamination des eaux et des sédiments de l'Oued Cheliff (Algérie), Thèse de doctorat, Université de Mostaganem, 2018.
- [6] W.Lemlikchi, Elimination de la pollution des eaux industrielles par différentes procédés d'oxydation et de Co précipitation, Thèse de doctorat, Université Tizi Ouzou, 2012.
- [7] E.Koller , Traitement de pollutions industrielles , Dunod, 2004.
- [8] L. Yu, M. Yong, The adsorption mechanism of anionic and cationic dyes by Jerusalem artichoke stalk-based mesoporous activated carbon, J. Environ. Chem. Eng, 2014, 220-229.
- [9] S.H Ewaid, S.A Abed, Water quality index for Al-Gharraf river, Southern Iraq, J. Aquatic Res, Egypt, 2017, 117–122.
- [10] T. Kao, K. El Mejahed, A. Bouzidi, Evaluation de la pollution métallique dans les sols agricoles irrigués par les eaux usées de la ville de Settat (Maroc), Bulletin de l'Institut Scientifique Rabat, 2007, 89-92.
- [11] DJ. Larbi, Mécanismes de la pollution et vulnérabilité des eaux de la sybouse origines géologiques industrielles agricoles et urbaines, Thèse de doctorat, Annaba, 1996.
- [12] P. Kevin, Indicateurs agro-environnementaux de l'OCDE Dans : Cadres pour mesurer le développement durable, Atelier d'experts de l'OCDE, OCDE, Paris, 2000, 125-136.
- [13] <https://www.atmo-hdf.fr/tout-savoir-sur-l-air/origine-de-la-pollution.html>
- [14] A. Nesri, N. Koudri, Etude de l'effet du forage pétrolier sur les propriétés physicochimiques du sol dans la région de Haoud El-Hamra (Hassi Messaoud-Ouargla), 2019.
- [15] S. Yanick, A.Emmanuel, Environmental lead exposure and its impact on the health of children, pregnant women and the general population in Haiti, 2018.



- [16] F. Benamraoui, Elimination des colorants cationique par des charbons actifs syntétisés à partir des résidus de l'agriculture, Magister, UNIVERSITE FERHAT ABBAS SETIF, 2014.
- [17] O. Bechiri, Synthèse et caractérisation des hétéropolyanions mixtes de type dawson application en catalyse d'oxydation, Thèse de doctorat, Université Badji Mokhtar Annaba, 2011.
- [18] N. Nadji, Synthèse et caractérisation spectroscopique des hétéropolyanions de type Dawson Application en catalyse chimique, Thèse de doctorat, Université Badji Mokhtar Annaba, 2018.
- [19] S. Aliouche, Etude de l'élimination d'un colorant par différentes méthodes photochimiques en milieu aqueux, Thèse magister, Université Mentouri Constantine, 2007.
- [20] E.Z. Guivacrch, Traitement des polluants organiques en milieux aqueux par procédé électrochimique d'oxydation avancé (Electro-Fenton): application à la minéralisation des colorants synthétiques, Thèse de doctorat, Université de Marne-la-Vallée, 2004.
- [21] H.L.Needles, Textile fibers, dyes, finishes, and processes, Noyes Publications, New Jersey, 1986.
- [22] J.J. Donze, Colorants textiles, Techniques de l'Ingénieur, 350, 1-5.
- [23] J. Shoure, Colorant and auxiliaries, organic chemistry and application properties, BTTG-Shirley, Society of dyers and colourists, Manchester, Angleterre, 1990
- [24] J.Belegald, Les colorants industriels, Encyclopédie médico-chirurgicale pathologie du travail, intoxications maladies par agents physiques à paris, Editions techniques, 2012.
- [25] D.R Merouani, Traitement de colorants azoique et anthraquinonique par procédés d'oxydation avancée (POA), Thèse de doctorat, université de Mostaganem, 2011.
- [26] S.E. Manahan, Environmental chemistry, Lewis Publisher, U.S.A, 1994.
- [27] N.J. Willmott, J.T. Guthrie, G.Nelson, The biotechnology approach to colour removal from textile effluent. JSDC, 1998, 38-41.
- [28] U .Pagga , D. Brown ,The degradation of dyestuffs part II: behaviour of dyestuffs in aerobic biodegradation tests. *Chemosphere*, 1986, 15, 479-491.
- [29] S. Willmott, B. Alan, L. John, R. Julian, Adversarial planning in complex domains cite seer X beta, 1998, 158-169.
- [30] G. Dupont, La Teinture, Editions de l'industrie textile, Paris, 2006.
- [31] H. Zeghache, Etude de l'adsorption des colorants sur un matériau poreux charbon actif , Thèse de Doctorat, Université Larbi Ben M'hidi, Oum-El-Bouaghi, 2019.



- [32] K. Macounova, H.Krysova, J.Ludvik, J.Jirkovsky, kinetics of photo-catalytic degradation of diuron in aqueous colloidal solution of Q-TiO₂ particles, *J. of photochemistry and photobiology A: Chemistry*, 2003, 273-282.
- [33] <http://www.worlddyevariety.com/wp-content/uploads/2012/07/Direct-Red-89.gif>.
- [34] L. Zidani, Etude de la dégradation de quatre colorants azoïques par photocatalyse comparaison avec d'autres procédés d'oxydation avancés (POAs), Mémoire Magister, 2002.
- [35] S. Tangestaninejad, M.Moghadam, V.Valiollah Mirkhani, I.M.P.Baltork, H.Salavati, Sonochemical and visible light induced photochemical and sonophoto chemical degradation of dyes catalyzed immobilized on TiO₂ nanoparticles. *Ultrasonics Sonochemistry* 15, 2008, 815–822.
- [36] Z.A .Medvedev, H.M. Crowne, M.N. Medvedeva, Age related variations of hepatocarcinogenic effect of azo dye (3'-MDAB) as linked to the level of hepatocyte polyploidization. *Mech. Ageing Develop*, 46, 1988, 159-174.
- [37] J.A. Miller , E.C. Miller , The carcinogenicity of 3-methoxy-4-aminoazo-benzen and its N-methyl derivatives for extrahepatic tissues of the rat. *Cancer Res*, 21, 1961, 1068-1074.
- [38] G.A.Umbuzeiro, H. Freeman, S.H. Warren, F. Kummrow , L.D. Claxton , Mutagenicity evaluation of the commercial product CI Disperse Blue 291 using different protocols of the Salmonella assay, *Food Chem, Toxicol*, 43, 2005, 49-56.
- [39] Y.Yahagi, M. Degawa, Y. Seino, T. Matsushima, M. Nagao, T. Sugimura ,Y. Hashimoto ,Mutagenicity of mutagenic azo dyes and their derivatives, *Cancer Lett*, 1, 1975, 91-96.
- [40] DEPA (Danish Environmental Protection Agency), Survey of azo colorants in Denmark, Toxicity and fate of azo dyes, 2000.
- [41] IARC (International Agency for research on cancer), Monographs on the evaluation of the carcinogenic risk of chemicals to human 29 Lyon, France, 1982.
- [42] M.A.Brown, S.C.Devito, Critical review in *Environ, Sc, Techn*,12(3) ,1993,405- 414.
- [43] M.K.Sharma, R.C.Sobti, Rec effect of certain textile dyes in *Bacillus subtillis*, *Mutat. Res.*, 65, 2000,27-38.
- [44] D.Knittel, E.Schollmeyer, Prevention of waterpollution in dyeing processes of synthetic textiles, *Eur ,Water Pollut , Control*, 6, 1996, 6-10.
- [45] N.Rosenberg, X. Rousselin , Gervais P, Rhinite et asthme professionnels aux colorants réactifs, *Documents pour le Médecin du Travail*, 34, 1988, 111-114.
- [46] EPA, Integrated Risk Information System, Azobenzène CASRN, may 1998,103-33-3.

The background of the page is a vibrant, abstract composition of numerous blue water droplets and bubbles of varying sizes. These droplets are scattered across the entire page, with a higher density at the top and bottom edges, creating a sense of depth and movement. The colors range from light, airy blues to deeper, more saturated cyan tones, with some droplets showing highlights and shadows that give them a three-dimensional appearance.

**CHAPITRE II : PROCÉDÉS D'OXYDATION
AVANCÉS**



II.1 INTRODUCTION :

L'environnement est devenu un enjeu économique et politique de premier plan. De son côté, l'eau se présente comme l'un des principaux éléments des données environnementales. La préservation des ressources en eau douce est une préoccupation majeure pour tous les pays du monde. [1].

De plus, la préservation des ressources en eau potable et la gestion des eaux usées restent aujourd'hui une préoccupation majeure [2]. Les POA ont été développés vers les années 1970 pour améliorer les systèmes de traitement des eaux usées municipales et industrielles ou pour remplacer les technologies conventionnelles peu efficaces pour l'élimination de contaminants organiques réfractaires, inorganiques et microbiens.

Ces méthodes sont actuellement en plein essor dans le secteur des technologies de l'environnement. En général, la majorité d'entre eux requièrent moins de réactif et sont faciles à automatiser par rapport aux autres. Plusieurs études menées au niveau du laboratoire ont démontré de manière évidente l'efficacité des POA dans le traitement de différents effluents [3]. Ces méthodes offrent une réponse en démontrant leur efficacité, favorisant la diminution des molécules organiques toxiques pour l'homme et l'environnement en milieu aqueux [2].

Ces procédés sont basés sur la fabrication efficace d'espèces oxydantes réactives, principalement les radicaux hydroxyles (HO^\bullet), à température et pression ambiante. [4].

II.2 DÉFINITION DE POA :

Au cours des vingt dernières années, les procédés d'oxydation avancée ont connu une évolution rapide dans le domaine du traitement de l'eau. Ces techniques font partie de la dernière génération de techniques développées dans ce domaine. L'objectif est de minéraliser complètement les polluants organiques en CO_2 , H_2O et ions inorganiques. En cas de charge polluante excessive ou de débit trop élevé pour permettre une minéralisation complète, elles ont pour objectif au moins de décomposer les polluants en composés moins toxiques et biodégradables.

Contrairement des méthodes physiques (séparation ou transfert de matière), les méthodes d'oxydation chimique visent la destruction des polluants cibles et non la séparation ou le changement de phase. Elles offrent une solution complète pour éliminer la pollution de l'eau et ne sont pas liées à des problèmes d'élimination de déchets secondaires ou concentrés (filtrats, concentras, adsorbats, boues biologiques, etc...). En outre, elles opèrent à une température et à une pression ambiante [5].

Le mot POA désigne un ensemble de méthodes d'oxydation qui se distinguent par l'utilisation courante d'un oxydant très puissant, le radical hydroxyle (HO^\bullet), afin de détruire



les composés organiques complexes et non biodégradables en produits finis à l'état final [3].

Les POA peuvent être mis en œuvre en phase homogène (Fenton, photo-Fenton...) ou en phase hétérogène (Photocatalyse, sono catalyse...).

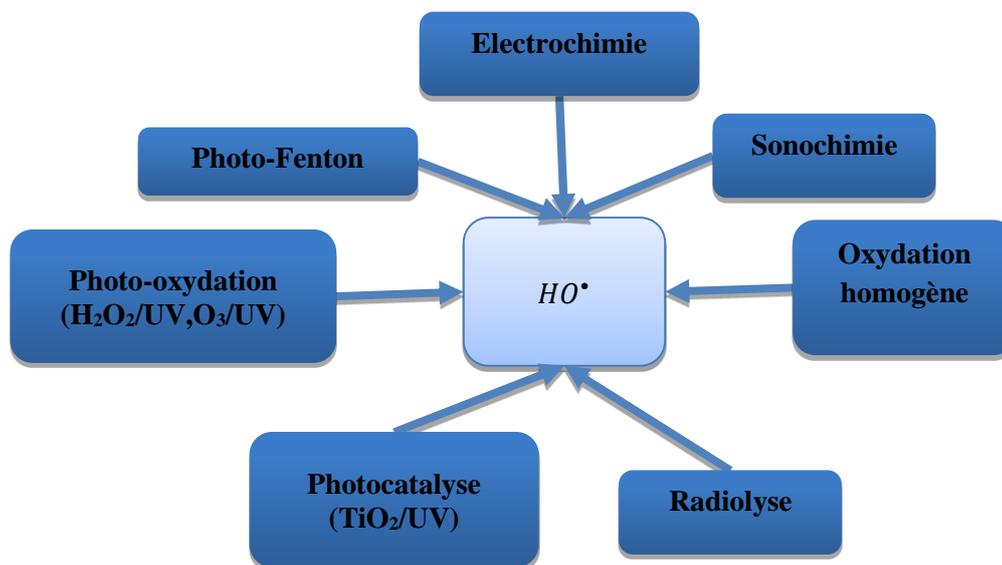


Figure II-1 : Représentation des différents procédés d'oxydation avancés [6].

II.3 INCONVÉNIENTS ET AVANTAGES :

Les POA sont caractérisées par la production des radicaux (HO^{\bullet}) [7]. Ces procédés offrent de nombreux avantages :

- Simple à mettre en œuvre [8];
- Ne génèrent pas de déchets secondaires;
- vitesse réactionnelle très rapide, non sélectif aux polluants;
- élimination rapide des polluants;
- Une capacité à minéraliser entièrement les contaminants organiques en CO_2 , H_2O et sels minéraux ;

• Les POA peuvent être utilisés comme un prétraitement des eaux usées ou comme traitement principal [8]. Chaque procédé a des avantages et des inconvénients. Certaines de ces procédés présentent des désavantages tels que :

- Ce sont des procédés émergents [7];
- Ne sont pas favorisés pour traiter un grand volume ;
- Ils sont extrêmement coûteux pour traiter des polluants très concentrés.

II.4 RADICAUX HYDROXYLES :

II.4.1 DESCRIPTION ET CARACTÉRISTIQUES DE (HO^{\bullet}) :

Les POA produisent et utilisent principalement les radicaux HO^{\bullet} , HO_2^{\bullet} Et $O_2^{\bullet-}$ Leur processus de formation est propre à chaque méthode. Toutefois, le radical hydroxyle HO^{\bullet}

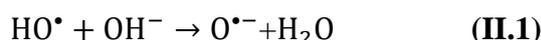


demeure le plus important de ces radicaux, car il est constitué d'un atome d'oxygène et d'hydrogène avec un électron non apparié (électron célibataire) sur son orbital externe.

Les radicaux hydroxyles à la différence des ions, sont obtenus par rupture homolytique d'une liaison covalente [9], c'est-à-dire que les deux électrons impliqués dans cette liaison sont également partagés, un électron pour chaque atome. C'est cette caractéristique qui lui donne une forte polarité et par conséquent, ils sont les espèces qui minérales les polluants organiques (aromatique et aliphatiques), inorganiques et bactériens [10].

Sa limite d'absorption est de 225 nm et son coefficient d'extinction molaire est de 540 L. mol⁻¹. cm⁻¹ à 188 nm [11].

Le coefficient de diffusion des radicaux hydroxyles à 25 °C est de 2,3.10⁻⁵ cm²s⁻¹ ce qui signifie qu'ils sont peu diffusés (parcourent des distances de quelques dizaines de nanomètres) [12], Celles-ci sont des espèces extrêmement réactives avec une demi-vie d'environ de 10⁻⁹s [13]. Les radicaux (HO[•]) sont transformés en leur forme conjuguée dans un milieu alcalin fort: le radical anion oxygène O^{•-} (réaction II.1) (Pka = 11,9 [11]) est nucléophile et présente une réactivité inférieure à celle des (HO[•]).



Le potentiel d'oxydation le plus élevé (E⁰ = 2,8 V/ESH à 25 °C [11]) est observé dans le couple redox (HO[•], H₂O) de la famille de l'oxygène (Tableau II-1).

Tableau II-1 : Comparaison des potentiels normaux d'oxydo-réduction des principaux oxydants utilisés dans le domaine du traitement des eaux usées [14- 15]

Couple redox	Réaction	E ⁰ (V/ENH) À 25°C
Radical hydroxyle (HO [•] /H ₂ O)	HO [•] + H ⁺ + e ⁻ → H ₂ O	(II-2) 2,81
L'ozone (O ₃ /O ₂)	O ₃ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → O ₂ + H ₂ O	(II-3) 2,07
Radical sulfate (S ₂ O ₈ ²⁻ / SO ₄ ²⁻)	S ₂ O ₈ ²⁻ + 2e ⁻ → 2SO ₄ ²⁻	(II-4) 2,05
Peroxyde d'hydrogène (H ₂ O ₂ / H ₂ O)	H ₂ O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → 2H ₂ O	(II-5) 1,77
Permanganate (MnO ₄ ⁻ /Mn ²⁺)	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e ⁻ → Mn ²⁺ + 4H ₂ O	(II-6) 1,51
Acide hypochloreux (HClO ⁺ /Cl ⁻)	HClO ⁺ + H ⁺ + 2e ⁻ → Cl ⁻ + H ₂ O	(II-7) 1,49
Chlore gazeux (Cl ₂ /Cl ⁻)	Cl _{2(g)} + 2e ⁻ → 2Cl ⁻	(II-8) 1,36
Dibrome (Br ₂ /Br ⁻)	Br _{2(l)} + 2e ⁻ → 2Br ⁻	(II-9) 1,06
Dioxyde de chlore (ClO ₂ / ClO ₂ ⁻)	ClO ₂ + e ⁻ → ClO ₂ ⁻	(II-10) 0,95

II.4.2 RÉACTIVITÉ DES RADICAUX HYDROXYLES (HO[•]) :

Beaucoup de chercheurs ont opté pour les radicaux hydroxyles (HO[•]) car ils répondent à divers critères d'exigence :



- Ne pas causer de pollution secondaire;
- Ne pas être toxique ;
- Ne pas être corrosif pour les équipements ;
- Être le plus rentable possible ;
- Être relativement simple à manipuler [16].

Le radical (HO^\bullet) est une substance oxydante très puissante, non sélective et qui réagit rapidement avec la majorité des composés organiques, en particulier les alcènes et les composés aromatiques.

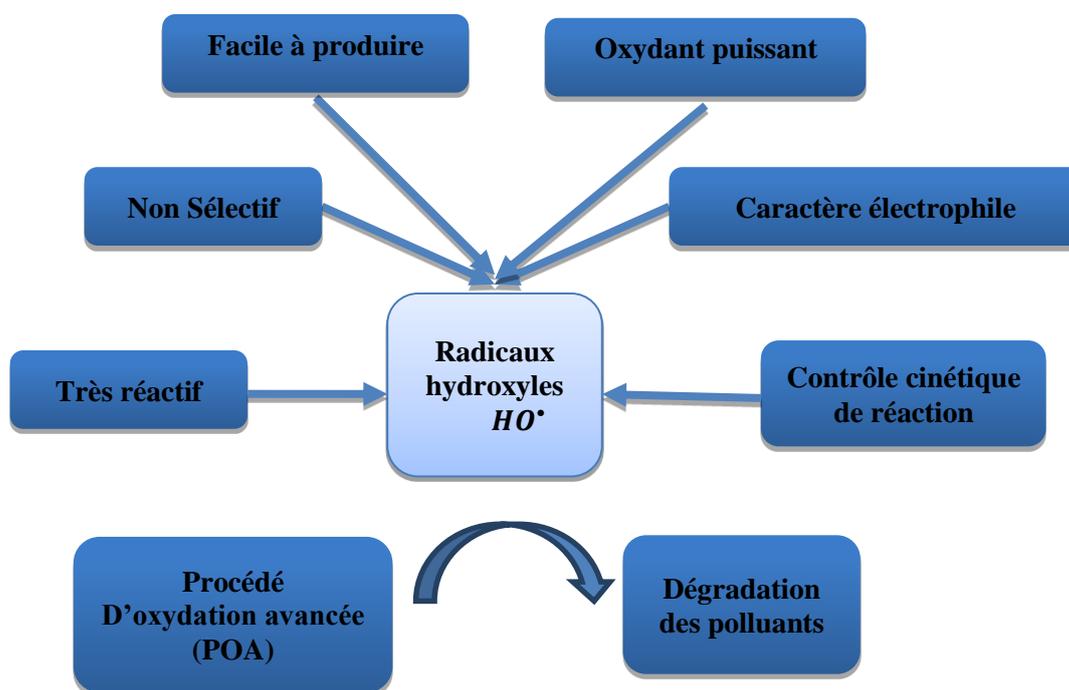


Figure II .2 : Description d' HO^\bullet [17].

II.4.3 MECANISME DE DEGRADATION PAR LES RADICAUX (HO^\bullet) :

II.4.3.1 Mode D'action :

Les radicaux hydroxyles sont des agents oxydants extrêmement puissants; leur puissante capacité oxydante leur permet d'attaquer presque tous les substrats organiques et organométalliques [18]. Ils réagissent sur un très grand nombre de molécules. Leur attaque sur les composés organiques et minéraux [5] se fait selon les modes suivants :

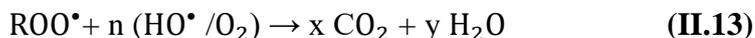
- **Arrachement (abstraction) d'un atome d'hydrogène (déshydrogénation) :**

Ce genre de processus est effectué sur les chaînes hydrocarbonées saturées où des sites radicalaires sont attaqués par l'oxygène. La rupture homolytique d'une liaison C-H est le résultat de ce processus. [19].





Par la suite, le radical libre R^\bullet se lie à l'oxygène moléculaire pour créer le radical peroxyde ROO^\bullet , ce qui entraîne une série de réactions de dégradation oxydante qui aboutit à la minéralisation du composé RH. [11].



• **Addition électrophile sur une liaison non saturée (hydroxylation) :**

Les radicaux hydroxyle s'attaquent aux zones avec une densité électronique élevée et s'attachent ainsi aux liaisons insaturées des composés aromatiques, des alcènes et des alcynes. [11].



• **Transfert d'électron (réaction d'oxydoréduction) :**

L'intérêt de ce mécanisme réside dans l'inhibition des réactions de déshydrogénation et d'hydroxylation par de nombreuses substitutions d'halogène ou un encombrement stérique. Ces réactions produisent des radicaux organiques, qui seront transformés en radicaux pyroxyde par l'ajout de dioxygène, ce qui entraînera en retour des réactions en chaîne de dégradation oxydative qui aboutiront à la minéralisation du composé initial [20].



Il n'y a pas de mécanisme précis pour l'oxydation des polluants organiques par les radicaux hydroxyles, l'oxydation se produit selon un processus assez complexe. Ces mécanismes entraînent la formation de radicaux organiques qui peuvent ensuite interagir avec d'autres radicaux (réaction de terminaison) ou avec un autre oxydant moléculaire en solution (réaction de propagation). L'oxydant moléculaire est initialement activé, ce qui entraîne la production de radicaux hydroxyles (réaction d'initiation).

Tableau II-2 : Principales réactions d'oxydation des composés organiques par les radicaux HO^\bullet [21, 22]

Réaction	
Initiation :	
$RH + HO^\bullet \rightarrow R^\bullet + H_2O$	(II-16)
Propagation :	
$R^\bullet + R'H \rightarrow RH + R'^\bullet$	(II-17)
$R^\bullet + O_2 \rightarrow ROO^\bullet$	(II-18)
Terminaison :	
$R^\bullet + R^\bullet \rightarrow R - R$	(II-19)
$R^\bullet + HO^\bullet \rightarrow R - OH$	(II-20)
$HO^\bullet + HO^\bullet \rightarrow H_2O_2$	(II-21)



La première activation de l'oxydant moléculaire entraîne la production de radicaux hydroxyles. En réalité, l'apparition de ces espèces radicalaires est fréquemment accompagnée de réactions en cascade comprenant les étapes d'initiation, de propagation et de terminaison. Le processus de propagation produit de nouvelles formes de radicaux (HO_2^\bullet , $\text{O}_2^{\bullet-}$, O^\bullet) qui contribuent également à l'oxydation des polluants. Les espèces intermédiaires sont cependant moins réactives que les radicaux hydroxyles [23].

I.4.3.2 Cinétique De Reaction :

La majorité des composés organiques et organométalliques peuvent être détruits par le radical hydroxyle jusqu'à leur minéralisation complète, c'est-à-dire leur transformation en CO_2 , H_2O et ions métalliques. En raison de sa nature électrophile, il est extrêmement réactif à de nombreux composés organiques (avec des constantes de vitesse allant de 10^6 à $10^{10} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$) [24].

Notamment, sa réaction avec les alcènes et les composés aromatiques est très rapide, les constantes de vitesse étant de l'ordre de $10^9 - 10^{10} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$ [11].

Tableau II-3 : Constantes de vitesse pour les radicaux hydroxyles lors de l'oxydation de quelques molécules organiques [11, 21, 25]

Composé	Substituant	$K_{(\text{OH}^\bullet)}(\text{mol}^{-1}, \text{S}^{-1})$
Aniline	$-\text{NH}_2$	15×10^9
Phénols	$-\text{OH}$	14×10^9
Benzène	$-\text{H}$	$7,8 \times 10^9$
Chlorobenzène	$-\text{Cl}$	$5,5 \times 10^9$
Acide benzoïque	$-\text{COOH}$	$4,3 \times 10^9$
Nitrobenzène	$-\text{NO}_2$	$3,9 \times 10^9$
Acide formique	-	$1,3 \times 10^8$
Acide acétique	-	$2,0 \times 10^7$
Acide oxalique	-	$1,4 \times 10^6$

Selon les valeurs recensées, il est possible de conclure que les radicaux hydroxyles réagissent plus rapidement avec les composés monosubstitués qu'avec les composés poly substitués.

En outre, les composés insaturés (éthyléniques et aromatiques) sont plus rapidement réagissant que les composés aliphatiques. Par ailleurs, il est observé que les composés aromatiques avec des groupements activant ($-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$) sont plus affinés que ceux avec des groupements désactivant ($-\text{NO}_2$, $-\text{COOH}$).

De plus, le HO^\bullet est peu réactif envers les composés aliphatiques comme les acides organiques, qui sont des produits d'oxydation (sous-produits) [21].



II.5 CLASSIFICATION DES PROCÉDES D'OXYDATION AVANCÉS :

Les procédés d'oxydation avancée envisagés sont nombreux. Ces techniques se distinguent par la méthode employée pour générer des radicaux hydroxyles et peuvent être classées en quatre types [19] :

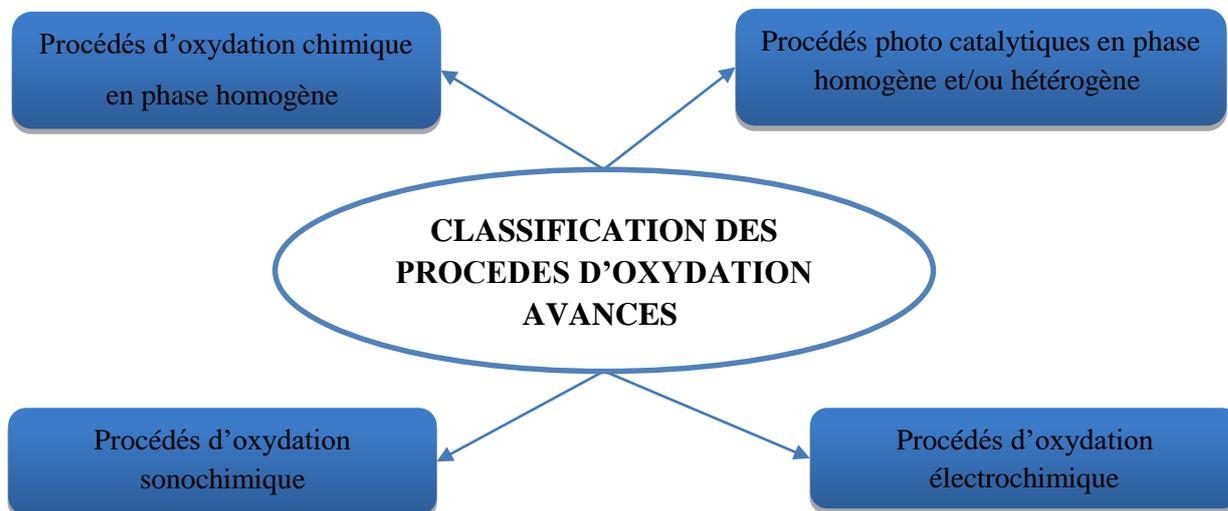


Figure II.3 : classification des procédés d'oxydation avancés.

Dans cette étude, notre attention s'est portée sur l'utilisation du procédé Fenton afin de parvenir à un traitement efficace des eaux contaminées.

II.6 PROCÉDE FENTON :

II.6.1 HISTORIQUE :

En avril 1876, Henry John Horstman Fenton décrit la formation d'un composé coloré obtenu après mélange d'acide tartrique avec du peroxyde d'hydrogène et de faibles concentrations de fer (II). Il souligne également que l'ajout de fer ferrique au lieu du fer ne donne pas lieu à un composé coloré. Cette couleur était due à la complexation du fer avec les produits d'oxydation de l'acide tartrique.

A la fin du XIX^{ème} siècle, il était démontré que les solutions de peroxyde d'hydrogène et de sels ferreux étaient capables d'oxyder les acides tartrique et malique.

La formule moléculaire de ce produit d'oxydation est déterminée par Fenton en 1894 (publication originale) et sa structure est déduite deux ans plus tard. Ensuite, une recherche a démontré que le mélange de et de sel ferreux (le réactif de Fenton) était capable d'oxyder de manière efficace une grande diversité de substrats organiques [26].

Le système de Fenton classique consiste en un simple mélange de deux réactifs, le fer ferreux (Fe^{2+}) et le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) [27].



Ces dernières années, d'autres systèmes Fenton ont été mis au point afin d'améliorer les performances de cette méthode et de diminuer les dépenses de fonctionnement dans certaines situations. Les méthodes photo-Fenton et électro-Fenton sont utilisées [28].

II.6.2 PEROXYDE D'HYDROGENE ET LE SEL DU FER (II) :

II.6.2.1 Peroxyde D'hydrogene :

Les peroxydes d'hydrogène H_2O_2 , également connus sous le nom d'eau oxygénée, sont les premiers peroxydes à présenter une liaison O-O faible entre deux groupements symétriques de même électronégativité, et sont potentiellement sources de radicaux (HO^\bullet) [29].

Le peroxyde d'hydrogène est un liquide transparent, compatible avec l'eau en toutes quantités, soluble dans l'oxyde de diéthyle, insoluble dans l'éther de pétrole, décomposé par de nombreux solvants organiques.

En général, il est commercialisé sous forme de solutions aqueuses avec des concentrations allant de 3 % à 90 % en poids.

II.6.2.2 Sel Du Fer :

Le fer fait partie des métaux de transition qui peuvent catalyser la réaction de décomposition du peroxyde d'hydrogène à l'état de trace. Différentes recherches se sont concentrées sur l'amélioration de la vitesse d'oxydation en utilisant des modes de catalyse homogènes et hétérogènes. En présence de fer en phase homogène, il est possible d'ajouter du fer sous forme de Fe(II) ($FeSO_4 \cdot 7 H_2O$), Fe(III) ($Fe(SO_4)_3 \cdot 9 H_2O$) ou ($Fe(NO_3)_3 \cdot 9 H_2O$) ou de fer (Fe). Les deux premières approches ont obtenu des résultats satisfaisants en matière de diminution du COT [29].

II.6.2.3 Couplage H_2O_2/Fe^{2+} :

La combinaison de Fe^{2+} et H_2O_2 à un pH inférieur à 3 est désignée sous le nom de réactif Fenton. La réaction de Fenton a fait l'objet de nombreuses études, bien que le rapport $[H_2O_2]/Fe(II)$ qui donne les meilleurs résultats même s'il n'y a pas toujours d'accord sur ce rapport. Cependant, il est admis que l'accumulation excessive de H_2O_2 ou de Fe (II) est néfaste car ces substances peuvent interagir avec des intermédiaires tels que les radicaux HO^\bullet , ce qui entraîne une oxydation directe du composé cible. (Réaction II.22) [30].

II.7 MECANISMES DES REACTIONS DE FENTON :

La réaction FENTON qui est la réaction classique des ions ferreux (Fe^{2+}) avec le peroxyde d'hydrogène dans un milieu acide, est la source de la formation des radicaux hydroxyles par voie chimique. [31]

L'oxydation de fer (Fe^{2+}) par le H_2O_2 conduit à la formation des radicaux hydroxyles HO^\bullet , Le mécanisme d'action proposé est donné par l'équation suivante :



Trois caractéristiques attrayantes du réactif de Fenton pour le traitement des composés organiques:

- Les radicaux hydroxyles, qui sont synthétisés selon la réaction (II.22), ont une réaction très rapide ;
- Les réactifs se manipulent facilement et ne présentent aucun danger pour l'environnement ;
- Les produits finaux (H_2O , CO_2 , ions minéraux et hydroxydes ferriques) ne génèrent aucune pollution supplémentaire [34,35].

Le fer ferrique formé peut ensuite réagir avec le peroxyde d'hydrogène pour régénérer le fer ferreux:



Haber et Weiss (1934) [36] ont examiné la décomposition du peroxyde d'hydrogène par des sels de fer. En présence d'un excès de H_2O_2 par rapport au fer, ils ont constaté que le peroxyde d'hydrogène se décompose, produisant d'avantage d'oxygène moléculaire que de fer ferrique formé. Afin d'expliquer cela, ils ont proposé deux réactions intermédiaires qui favorisent la réaction en chaîne dans un milieu acide :



Le radical HO_2^\bullet est en fait l'acide conjugué du radical superoxyde $\text{O}_2^{\bullet-}$ [7].

Toutefois, il n'a été admis que dans les années 1930 que la réactivité des radicaux hydroxyles à l'égard des composés organiques a été élucidée. Ainsi, il est possible d'estimer qu'une minéralisation partielle est généralement observée dans le procédé FENTON en raison de la complexation des intermédiaires formés avec du Fe (III) et d'autres réactions compétitives avec les radicaux HO^\bullet [37].

Les réactions principales qui peuvent se produire en milieu aqueux en présence de réactif de Fenton et en l'absence de substrat organique sont répertoriées dans le tableau, et sont généralement observées dans les différents systèmes de Fenton. Pour faciliter la compréhension, les ions fer libre en solution sont indiqués Fe^{2+} et Fe^{3+} , sans faire apparaître les molécules d'eau qui hydratent ces ions (par exemple $[\text{FeII}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ et $[\text{FeIII}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ [22].



Tableau II-4 : Liste limitée des réactions pouvant intervenir dans le système du procédé Fenton et les constantes cinétiques correspondantes [11-33]

Réaction	K(mol. L ⁻¹ s ⁻¹)	
Initiation		
$\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{OH}^- + \text{HO}^\bullet$	55	(II.26)
Catalyse (régénération du fer (II))		
$\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{HO}_2^\bullet + \text{H}^+$	$3,1 \cdot 10^{-3}$	(II.27)
$\text{Fe}^{3+} + \text{HO}_2^\bullet \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{O}_2 + \text{H}^+$	$2,0 \cdot 10^4$	(II.28)
$\text{Fe}^{3+} + \text{O}_2^\bullet \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{O}_2$	$5,0 \cdot 10^7$	(II.29)
Propagation		
$\text{HO}^\bullet + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HO}_2^\bullet + \text{H}_2\text{O}$	$3,3 \cdot 10^7$	(II.30)
$\text{HO}_2^\bullet \rightarrow \text{H}^+ + \text{O}_2^{\bullet -}$	$1,6 \cdot 10^5$	(II.31)
$\text{RH} + \text{HO}^\bullet \rightarrow \text{R}^\bullet + \text{H}_2\text{O}$	$10^7 - 10^9$	(II.32)
$\text{RH} + \text{HO}^\bullet \rightarrow \text{RHOH}^\bullet$	$10^8 - 10^{10}$	(II.33)
Inhibition		
$\text{Fe}^{2+} + \text{HO}^\bullet \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{OH}^-$	$3,2 \cdot 10^8$	(II.34)
$\text{Fe}^{2+} + \text{HO}_2^\bullet + \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}_2$	$1,2 \cdot 10^5$	(II.35)
$\text{Fe}^{3+} + \text{O}_2^{\bullet -} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}_2$	$1,0 \cdot 10^7$	(II.36)
$\text{O}_2^{\bullet -} + \text{HO}_2^\bullet + \text{H}^+ \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$	$9,7 \cdot 10^7$	(II.37)
$\text{HO}_2^\bullet + \text{HO}_2^\bullet \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$	$8,3 \cdot 10^5$	(II.38)
$\text{HO}_2^\bullet + \text{HO}^\bullet \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	$7,1 \cdot 10^9$	(II.39)
$\text{HO}^\bullet + \text{O}_2^{\bullet -} \rightarrow \text{OH}^- + \text{O}_2$	$1,0 \cdot 10^{10}$	(II.40)
$\text{HO}^\bullet + \text{O}_2^{\bullet -} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 + \text{OH}^-$	$9,7 \cdot 10^7$	(II.41)
$\text{HO}^\bullet + \text{HO}^\bullet \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	$5,2 \cdot 10^9$	(II.42)
Oxydation de matière organique		
$\text{R}^\bullet + \text{R}'\text{H} \rightarrow \text{R}'^\bullet + \text{RH}$		(II.43)
$\text{R}^\bullet + \text{O}_2 \rightarrow \text{ROO}^\bullet$		(II.44)
$\text{RHOH}^\bullet + \text{O}_2 \rightarrow \text{ROH} + \text{HO}_2^\bullet$		(II.45)
$\text{R}^\bullet + \text{R}^\bullet \rightarrow \text{R} - \text{R}$		(II.46)
$\text{R}^\bullet + \text{HO}^\bullet \rightarrow \text{R} - \text{OH}$		(II.47)
$\text{R}^\bullet + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{R}^+$		(II.48)
$\text{R}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{R} - \text{OH}$		(II.49)
$\text{R}^\bullet + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{R}^-$		(II.50)
$\text{R}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{RH}$		(II.51)



L'illustration (II-4) présentée par De Laat et al [33] illustre la méthode de formation des radicaux hydroxyles à partir du réactif de Fenton (étape 1), sa réaction avec les composés organiques et minéraux mais aussi la régénération du Fe^{2+} (étape 3), et du radical hydroperoxyde HO_2^\bullet à partir du complexe ferrique $(\text{Fe}^{\text{III}}\text{HO}_2)^{2+}$ issu de la réaction entre le fer ferrique et le peroxyde d'hydrogène (étape 2).

La dégradation de polluants peut être améliorée en augmentant la concentration initiale des deux réactifs. Cependant, un excès important de H_2O_2 ou de $\text{Fe}(\text{II})$ peut également être un facteur limitant car ces deux substances chimiques agissent comme des pièges à radicaux HO^\bullet (réactions (II.30), (II.34) et (II.35)), ce qui réduit le rendement d'oxydation des polluants considérés.

II.8 LES BÉNÉFICES ET LES LIMITATIONS DU PROCÉDE FENTON :

II.8.1 BÉNÉFICES:

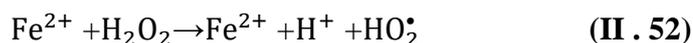
Différents bénéfices découlent de l'utilisation de H_2O_2 et de sels de fer :

- En comparaison avec d'autres oxydants, H_2O_2 présente un coût relativement abordable et ne pollue pas l'environnement, car le peroxyde d'hydrogène se décompose en eau et en air ;
- Les sels de fer ne sont également pas chers et ne constituent pas un problème pour l'environnement.
- On n'a constaté aucune toxicité chez l'homme, même à des doses élevées (5 mg/L) [38] ;
- Oxydant puissant ;
- Décoloration rapide de la solution ;
- Minéralisation des colorants organiques. [39]

II.8.2 LIMITATIONS:

La réaction de Fenton comporte plusieurs inconvénients aussi :

- Absence de régénération du Fe^{2+} (catalyse très lente en présence de l'excès de H_2O_2 par la réaction):



- Il est nécessaire de travailler dans un milieu avec un pH proche de 3. La gamme de pH est très limitée dans cette technique ;
- L'oxydation de certaines classes de composés organiques est difficile, ce qui requiert des quantités élevées de réactifs, ce qui entraîne une augmentation des coûts de fonctionnement ;
- Les boues d'hydroxydes ferriques $\text{Fe}(\text{OH})_3$ sont produites ;



- La prise de radicaux libres HO[•] grâce aux réactions parasites [40].

II.9 CONCLUSION :

De plus en plus performants, les processus industriels offrent les produits indispensables à la société moderne, mais malheureusement, ils produisent également des résidus tels que la présence de couleur dans l'eau, qui perturbent l'équilibre de la nature et mettent en péril la vie sur notre planète. L'élimination de ces eaux contaminées par les colorants est donc devenue une préoccupation majeure dans notre société contemporaine, car elles sont devenues dangereuses pour la santé humaine.

Différentes méthodes ont été explorées pour éliminer les substances polluantes organiques toxiques tels que les procédés conventionnels (coagulation, floculation, décantation, filtration, adsorption, oxydation, précipitation, désinfection) et avancés (filtration membranaire, oxydation avancée, adsorbants fonctionnalisés) .

Ces dernières années, les procédés d'oxydation avancée (POA) ont suscité un vif intérêt parmi les différentes méthodes de dégradation et de minéralisation puisque les autres méthodes présentent le désavantage de déplacer la pollution d'une phase aqueuse vers une nouvelle phase, et entraînent généralement la formation de boues concentrées, ce qui entraîne des problèmes de déchets secondaires ou une régénération des matériaux souvent très coûteux.

Ces procédés constituent un moyen efficace pour diminuer la présence de polluants résistants et/ou toxiques dans les eaux usées. Ils altèrent les molécules jusqu'à ce qu'elles soient minéralisées pour éviter la création de sous-produits plus dangereux que les composés initiaux, et plus spécifiquement pour empêcher la production de produits cancérigènes.

Selon les estimations des coûts globaux disponibles, il est évident que les POA sont des technologies économiques et performantes pour réduire les polluants.

Les polluants présents en solution sont totalement détruits par les POA. Leur pouvoir oxydant est très élevé grâce à une espèce très oxydante et très réactive, le radical hydroxyle.

Ce radical généré par le mélange de peroxyde d'hydrogène et de fer ferreux présent dans le réactif de Fenton. Ils agissent sur les corps organiques en arrachant un atome d'hydrogène (déshydrogénation). Néanmoins, même si elle est très réactive aux composés organiques en solution, la dégradation de ces derniers est fortement influencée par divers paramètres tels que le pH, la température, la concentration du catalyseur, la nature du milieu réactionnel, le rapport $[H_2O_2]/[Fe^{3+}]$, ainsi que par les réactions parasites qui peuvent contribuer à la consommation de ces radicaux.



Dans ce chapitre, nous présentons la littérature sur la méthode de traitement par oxydation Fenton, ou dans le prochain chapitre, nous prouvons que Fenton est une méthode efficace pour traiter les eaux usées industrielles.

**REFERENCE BIBLIOGRAPHIQUE :**

- [1] T H. Dang, Etude des décharges électriques dans l'eau et application à l'élimination de polluants et optimisation du rendement énergétique, Thèse de doctorat, Université de Grenoble, 2010.
- [2] S. Chergui-bouafia, R. Alloune , Procédé d'oxydation avancée pour le traitement des eaux usées : Principe et applications, Revue des Energies Renouvelables ICRES-07, 2007,163-170.
- [3] S.Dalhatou, Application des techniques d'oxydation avancée pour la dépollution des effluents organiques dans les eaux de rejets industriels : Cas des savonneries, université de Grenoble, France, avril 2014.
- [4] K. Daffar, élimination d'un polluant organique (acide orange 7) par le procédé électro-fenton, mémoire de master, 2016.
- [5] H.Benseddik, Étude comparative entre deux méthodes de traitement des eaux usées : Oxydation avancée (Réactif de Fenton) et Adsorption sur charbon actif, Master, université kasdi Merbah, Ourguela, 2022.
- [6] G. W.Tech, Libérer la puissance des processus d'oxydation avancés (AOP) dans le traitement des eaux usées : un avenir plus propre et plus durable. Genesis Water Technologies, 2023. [7] A.Ben Aissa, Étude de dégradation photo catalytique d'un colorant Synthétique et d'un tensioactif, Université Mentouri, Constantine, 2012.
- [8] N.Lamri, Elimination du colorant orange II en solution aqueuse par voie photochimique et par adsorption, thèse Magister, 2010.
- [9] A.Sellamiessaiah, W.Renak, Dégradation du Triphénylméthane par les procédés Fenton et Photo-Fenton, Thèse de doctorat, Université Akli Mouhand Oulhadje, Bouira, 25 octobre 2018.
- [10] J B.Tarkwa, Elimination des polluants organiques des effluents industriels aqueux par plasma non-thermique de type glidarc et le procédé photo-Fenton : optimisation des procédés et mécanisme d'oxydation des polluants, Thèse de doctorat, Université Paris-Est, Université de Yaoundé I, 2019.
- [11] G.V. Buxton, C.L. Grennstock, W.P. Helman, A.B. Ross, Critical review of rate constants for reactions of hydrated electrons, hydrogen atoms and hydroxyl radicals ($\text{OH}^\bullet/\text{O}^{\bullet-}$) in aqueous solution, Journal of Physical and Chemical Reference Data, 17, 1988, 513-534.
- [12] L.M. Dorfman, G.E. Adams, Reactivity of the hydroxyl radical in aqueous solution, National Bureau of Standards, USA, 1973.



- [13] N. Becheikh, Modélisation et simulation numérique de la dégradation photocatalytique d'un polluant modèle dans un microréacteur, Thèse de Doctorat, Université de Lorraine, France, Décembre 2012.
- [14] M. Doré, Chimie des oxydants et traitement des eaux, Edition LAVOISIER, Paris, France, 1989.
- [15] V. Schaller, Oxydation électrochimique du phénol sur des électrodes du type métal support/dépôt conducteur, Thèse de Doctorat, École Polytechnique Fédérale de Lausanne, Lausanne, Suisse, 1996.
- [16] F. Zaviska, Thèse présentée pour l'obtention du grade de Philosophie doctor (Ph.D.) en sciences de l'eau, Université du Québec.
- [17] A.Didi, Synthèses de composites à bases de nanoparticules de TiO_2 dopés par des métaux, destinés simultanément à la catalyse et à la photocatalyse, Thèse de doctorat, Université des science et technologie, Oran, 2019.
- [18] M.A. Oturan, N.Oturan, J.J Aaro, Traitement des micropolluants organiques dans l'eau par des procédés d'oxydation avancée, université paris, aout-septembre 2004.
- [19] M.V.M. Sarria, Coupled Advanced Oxidation and Biological Processes for wastewater treatment, These de doctorat, École Polytechnique Fédérale de Lausannen, 2003.
- [20] S.H.Bossmann, E. Oliveros, S. Gob, S. Siegwart, E.P. Dahlen, Jr. Payawan, L.P., M.Strawb, M.Worner, A.Boukhenoufa, Contribution à l'étude de la dégradation photocatalytique d'un tensioactif anionique (NaDBS) dans une suspension aqueuse de particules de TiO_2 , thèse me magister, Université de Constantine, 1998.
- [21] S. Hammami, Étude de dégradation des colorants de textile par les procédés d'oxydation avancée : Application à la dépollution des rejets industriels, Thèse de Doctorat, Université Tunis El Manar et Université Paris-Est, Tunisie, 2008.
- [22] V. Flotron, La réaction de Fenton comme procédé de réhabilitation dans le traitement des eaux : application à la dégradation des hydrocarbures aromatiques polycycliques dans les eaux et les boues résiduaires, Thèse de Doctorat, Ecole Doctorale Institut National Agronomique Paris-Grignon, France, 2004.
- [23] U. Pagga, D. Brown, The degradation of dyestuffs: Part ii behaviour of dyestuffs in aerobic biodegradation tests. Chemosphere, 15 (4) 479–491, (1986).
- [24] A.B. Ross, A.Farhataziz, Selective spcific rates of reactions of transients in water and aqueous solutions, USA, 59, 1977,1-22,.



- [25] F. Zaviska, P. Drogui, G. Mercier, J-F. Blais, Advanced oxidation processes for waters and wastewaters treatment : Application to degradation of refractory pollutants, *Journal of Water Science*, 22, 2009, 535-564.
- [26] C.S.Lai, L.H.Piette, Further evidence for OH radical production in Fenton's reagent, *Tetrahedron Lett*, 9, 1979, 775-778.
- [27] A. Dirany, Études cinétique et mécanistique d'oxydation/minéralisation des antibiotiques sulfaméthoxazole (SMX), amoxicilline (AMX) et sulfachloropyridazine (SPC) en milieux aqueux par procédés électrochimiques d'oxydation avancée. Mesure et suivi d'évolution de la toxicité lors du traitement, Thèse de Doctorat, Université Paris-Est Marne La Vallé, France, 2010.
- [28] E. Brillas, M. Á. Baños, M. Skoumal, P. L. Cabot, J. A. Garrido, R. M. Rodríguez, Degradation of the herbicide 2,4-DP by anodic oxidation, electro-Fenton and photoelectroFenton using platinum and boron-doped diamond anodes, *Chemosphere*, 68, 2007, 199- 209.
- [29] Y. Mokhbi, Étude de la photocatalyse hétérogène couplée à un procédé de dépollution pour le traitement des eaux huileuses, Thèse de doctorat, l'université Ouargla, 2019.
- [30] D.R. Merouni, Traitements azoïque et anthraquinonique par procédés d'oxydation avancée (POA) ,Thèse doctorat , Université abd Alhamid Ibn Badis , Mostaganem, 2011.
- [31] N. O. Mwebi, Fenton and Fenton-like reactions: the nature of oxidizing intermediates involved, Thèse de Doctorat, University of Maryland, États-Unis ,2005.
- [32] H. Gallard, J. De Laat, B.Legube, Influence du pH sur la vitesse d'oxydation de composés organiques par Fe(II)/H₂O₂, Mécanismes réactionnels et modélisation, *New J. Chem*, 22, 2005, 263-268.
- [33] J.De Laat, G.T.Le, B.Legube, A comparative study of the effects of chloride, sulfate and nitrate ions on the rates of decomposition of H₂O₂and organic compounds by Fe(II)/H₂O₂and Fe(III)/H₂O₂, *Chemosphere* 55, ,2008, 715-723.
- [34] G.Kuow, Decolorizing dye wastewater with Fenton's reagent, 26,7 ,1992, 881-886 .
- [35] S.H. Lin,C.C. Lo , *Water Research*, 31, 8 ,1997, 2050- 205.
- [36] F.Haber, J.Weiss, The catalytic decomposition of hydrogen peroxide by iron salts, *Proc. R. Soc.* 147, 2011, 332-351.
- [37] B.Van Der Bruggen, L.Lejon, C.Vandecasteele, Reuse, treatment and discharge of the concentrate of pressure-driven membrane processes, 2009, 3737-3738.



- [38] Z.Benizem, L.Bara, Utilisation du procédé Fenton et de la photocatalyse pour la dégradation de la rhodamine B, Mémoire de Master, Université de Bejaia, 2016, 46.
- [39] S.C.Ameta, R.Ameta, J.Vardia, Z.Ali, Photocatalysis: a frontier of photochemistry, J. India Chem. Soc, 76,2010, 281-287.
- [40] T. Tared, Dégradation du phénol par le procédé Fenton, Mémoire de Master, Université de Médéa, 2013, 45.

The background of the page is a light blue gradient with numerous water droplets of various sizes scattered throughout. The droplets are more densely packed at the top and bottom edges, creating a frame-like effect. The central area is mostly clear, providing space for the text.

CHAPITRE III :
DEGRADATION DE ROUGE SOLOPHENYL PAR LE
PROCEDE FENTON



III.1 INTRODUCTION :

Les déchets des industries textiles sont composés de plusieurs colorants et peuvent contenir différents types de sels de métaux ainsi que des particules solides. L'étude de la dépollution des solutions en colorant revêt une importance capitale.

D'après notre étude bibliographique sur les travaux de décoloration déjà en cours, il est évident que de nombreux colorants ont été examinés à l'aide d'un procédé oxydation avancée POA. Les techniques d'oxydation avancée (POA) sont des techniques qui se basent sur la création d'éléments chimiques extrêmement réactifs.

Ce sont les radicaux hydroxyles HO^{\bullet} qui se forment in situ et ont un pouvoir oxydant supérieur à celui des oxydants classiques, comme le Cl_2 , ClO_2 ou O_3 . La majorité des composés organiques peuvent être minéralisés en partie ou entièrement par ces radicaux [1-2], tandis que les produits finaux sont des composés organiques simples tels que le CO_2 et le H_2O [3]. Fenton a découvert le procédé Fenton en 1894. Le Fenton est un composé réactif de peroxyde d'hydrogène et de ferreux utilisé pour oxyder les composés organiques [4].

Le professeur Fritz Haber et Weiss (qui a reçu le prix Nobel de chimie en 1918) ont découvert en 1934 que les ions ferreux catalysent la décomposition du peroxyde d'hydrogène, ce qui entraîne la formation des radicaux hydroxyles, qui sont des espèces oxydantes. Ces radicaux hydroxyles impliquent une séquence réactionnelle complexe dans une solution aqueuse. [5-6]

Notre recherche concerne l'oxydation du colorant Rouge solophényl BNLE (RS). Plusieurs techniques analytiques peuvent être utilisées pour l'analyse d'une solution de colorants. Il est fréquent de recourir à ces méthodes pour résoudre les solutions des colorants.

Dans notre étude, nous avons utilisé la technique spectre photométrique visible pour analyser les solutions aqueuses dans des systèmes contenant un ou plusieurs solutés.

L'objectif de ce chapitre est d'utiliser un procédé d'oxydation avancé Fenton pour éliminer le polluant organique Rouge solophényl BNLE (RS), qui est un colorant azoïque. Le procédé interpellé est le Fenton classique, plusieurs paramètres sont optimisés, l'effet de PH, effet de concentration de colorant, Fe^{2+} et H_2O_2 , effet température. Ainsi que l'application directe sur des matrices réelles.



III.2 MATÉRIEL ET RÉACTIFS :

III.2.1 RÉACTIFS :

Les produits chimiques employés pour effectuer les tests de dégradation de Rouge Solophényl, ont été regroupés dans le tableau **III.1**. Il est important de noter que tous les réactifs sont de qualité analytique et sont utilisés directement sans aucune purification primaire. Nous utilisons de l'eau distillée comme solvant pour préparer les solutions.

Tableau III.1 : Produits chimiques utilisés dans le traitement et la préparation des solutions aqueuses de Rouge Solophényl par le procédé Fenton

Réactifs	Formule Chimique	Pureté (%)	M (g.mol ⁻¹)	Fournisseur
Iodure de potassium	KI	100 %	166,0028	EDEN Labo
Peroxyde d'hydrogène	H ₂ O ₂ , densité : 1,110 g/cm ³	30 %	34,01	Honeywell
Ammonium molybdate tétra hydrate	(NH ₄) ₆ Mo ₇ N ₆ O ₂₄ . 4H ₂ O	99%	1235,86	Biochem Chemopharma
Acide sulfurique	H ₂ SO ₄ , densité : 1,84 g/cm ³	98%	98,09	EDEN Labo
Sulfate ferreux	FeSO ₄ . 7H ₂ O	99%	278,01	Biochem Chemopharma
Acétone (Dimethyl-Ketone)	C ₃ H ₆ O	99%	58,08	EDEN Labo
Sulfate de sodium	Na ₂ SO ₄	99%	142,04	Biochem Chemopharma
Sodium hydroxyde	NaOH	99%	40	Biochem Chemopharma
Acide sulfurique	H ₂ SO ₄	98 %	98,08	Biochem Chemopharma

III.2.2 LE POLLUANT MODÈLE :

Le Rouge Solophényl (L'écarlate Solophényl BNLE) est le polluant choisi pour effectuer les réactions de dégradation. Le tableau **III.2** représente les propriétés physico-chimiques de notre colorant.

**Tableau III.2: Principales caractéristiques physico-chimiques du Rouge Solophényl[7-8].**

Dénomination (Nom commercial)	L'écscarlate Solophényl BNLE 
Formule Chimique	$C_{44}H_{32}N_{10}Na_4O_{16}S_4$
Masse molaire (g/mol)	1176 g/mol
pH	6,40
Appellation chimique	Rouge Solophényl, Direct Red 89
Famille	Colorant azoïque
Abréviation	RS
λ max	494 nm

Les autres propriétés physiques et chimiques du Rouge Solophényl BNLE ainsi que sa structure moléculaire sont présentées dans le Chapitre I.

III.2.3 DISPOSITIF EXPERIMENTAL :

Le procédé Fenton est utilisé pour oxyder le Rouge Solophényl BNLE en utilisant le dispositif expérimental illustré dans la Figure III.1. Il est composé d'un réacteur parfaitement agité (réacteur discontinu) d'une capacité de 400 mL. On maintient la température du bain à la valeur souhaitée en utilisant un thermoplongeur (bain thermostaté), équipé d'une résistance électrique, que l'on plonge dans de l'eau pour contrôler la température [9]. L'agitation du réacteur est réalisée grâce à un agitateur magnétique à vitesse variable.

On mesure le pH de la solution étudiée en utilisant un pH mètre.

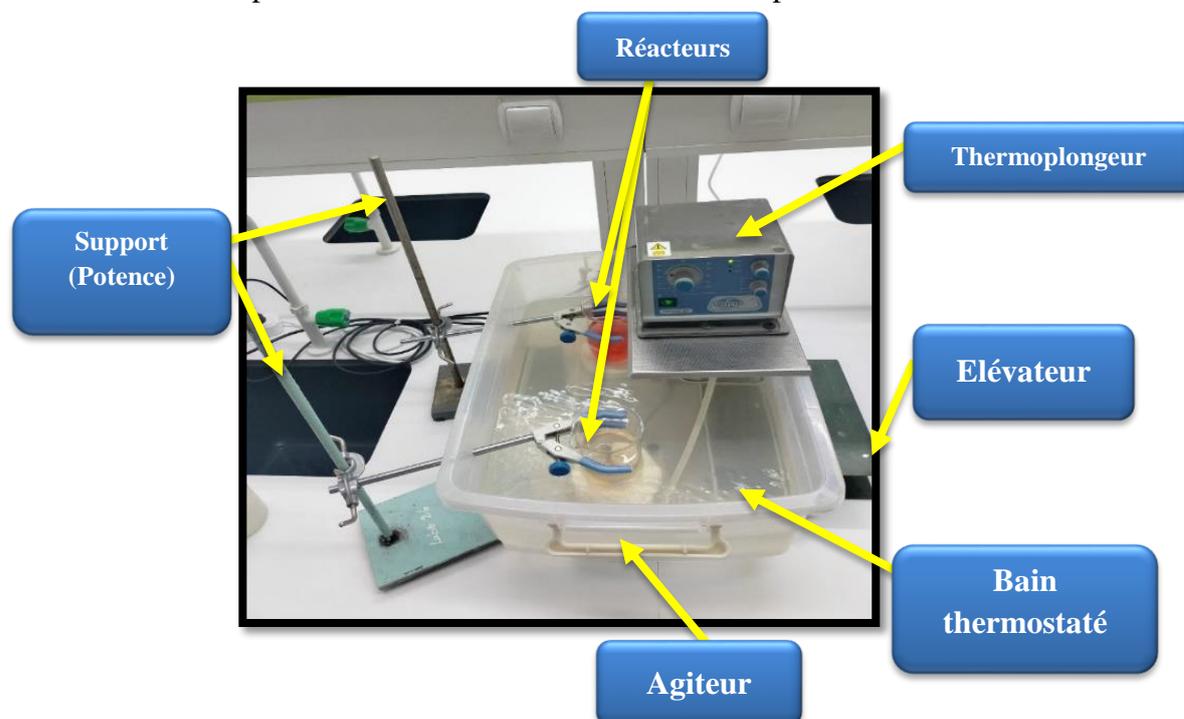


Figure III.1 : Dispositif expérimental utilisé dans la dégradation de Rouge Solophényl BNLE par le procédé Fenton.



III.2.4 MATERIELS :

Le tableau ci-dessus représente les différents appareils et matériels que nous avons utilisé pendant notre travail :

Tableau III.3: Les différents appareil utilisées.

L'appareil	Nom de l'entreprise
Thermoplongeur	P-SELECTA (TECTRON BIO)
Agitateur	Heidolph
Ph mètre	Adwa -AD1030
Spectrophotomètre	SECOMAM- RS232
Balance	EXPLORER (OHAUS)
Fiole Jaugée	WITEG W.GERMANY
Erlenmeyer	BOROSILICATE GLASS 3.3
Becher	SCHOTT DURAN W.GERMANY
Elévateur	KARL KURT JUCHHEIM

III.3 METHODES ANALYTIQUE :

III.3.1 PH-METRIE :

Un pH-mètre est un appareil, généralement électronique, qui permet de mesurer le pH des liquides.

Le pH de ces solutions a été évalué en utilisant un pH-mètre de type « Adwa -AD1030 » muni d'une électrode de verre combiné.[10] Nous avons calibré le pH-mètre en utilisant des solutions tampons commerciales (pH = 4 ; 7 ou 10).

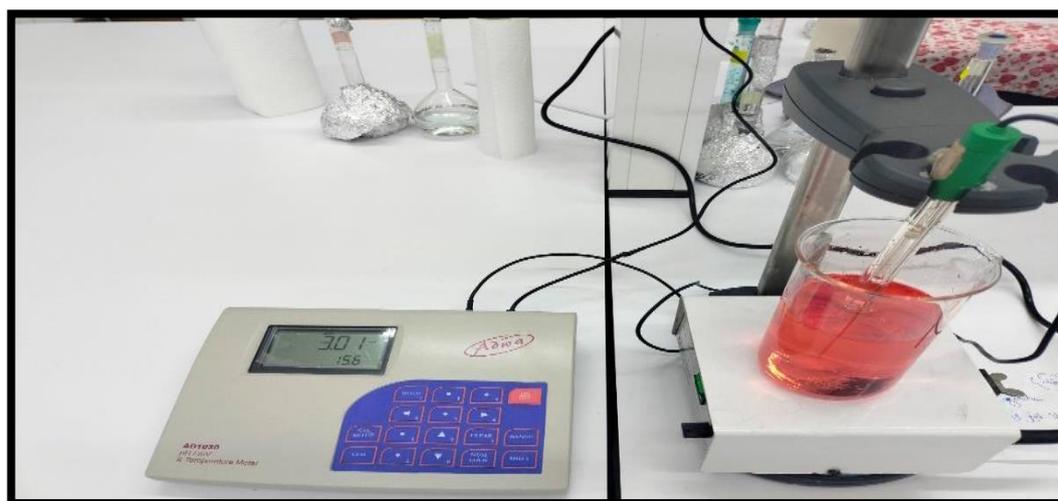


Figure III.2: Le pH mètre utilisée dans notre étude.

III.3.2 La spectrophotométrie UV-Visible :

La spectrophotométrie est une technique d'analyse quantitative qui vise à évaluer l'absorbance ou la densité optique d'une substance chimique spécifique en solution.[11]



Plus cette espèce est concentrée, plus elle absorbe de la lumière dans les critères de proportionnalité établis par la loi de Beer-Lambert.

Dans le domaine UV-visible, l'absorption est causée par les transitions électroniques. Quand un rayonnement d'intensité I_0 traverse une solution, une partie de ce rayonnement sera absorbée et une partie d'intensité I sera transmise. [10]

On définit l'absorbance A d'une solution comme :

$$A = \log I_0/I = \epsilon.L.C \quad (\text{III.A})$$

Avec :

A: densité optique

ϵ : coefficient d'extinction spécifique (L/mg.cm)

L : épaisseur de la cellule optique, dans notre cas $L = 1$ cm

C : concentration du soluté (mg.L^{-1})

I_0 : Intensité émis

I : Intensité transmise



Figure III.3 : Spectrophotomètre utilisée dans notre étude.

III.3.2.1 Dosage Du Colorant :

III.3.2.1.a Balayage spectral :

Il est essentiel de mesurer la quantité de colorant RS à l'aide de la spectrophotométrie UV-vis pour surveiller sa concentration au fil du temps et évaluer l'efficacité du traitement prévu [12]. Pour cela, on réalise d'abord un balayage spectral pour des longueurs d'onde allant de 400 nm à 700 nm. Il s'agit d'une concentration de colorant de 20 mg/L et d'un pH de 3. Il est nécessaire de mettre le blanc (eau distillé) pour une transmittance (100 %) et une absorbance (0,000) avant de commencer à mesurer l'absorption de colorant. Selon les données présentées dans la Figure III.4, il est observé que le spectre d'absorption de la molécule de RS atteint un



maximum d'absorption à $\lambda = 494 \text{ nm}$. Dans la suite de l'étude, nous considérerons cette valeur comme λ_{max} .

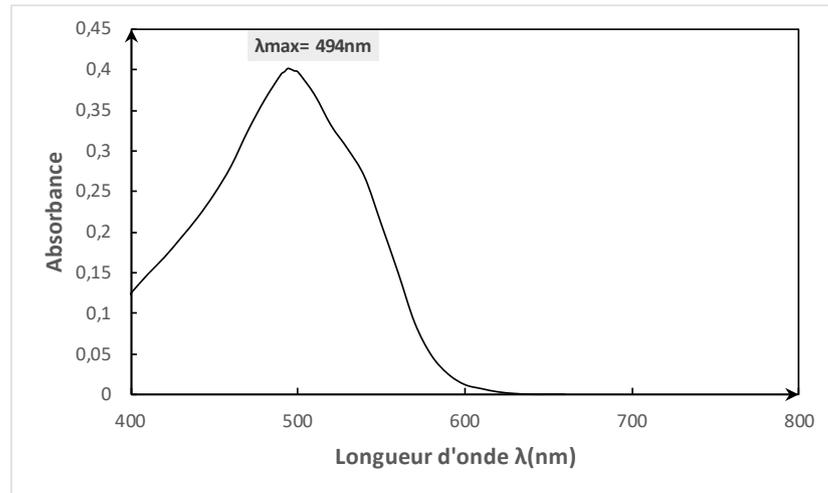


Figure III.4 : Spectre d'absorption du colorant Rouge Solophényl dans le domaine Visible.

III.3.2.1.b Courbe d'étalonnage :

Toutes les solutions sont préparées à l'aide d'eau distillée. On réalise les échantillons en Rouge Solophényl en ajoutant 0,25 g de colorant à 250 mL d'eau distillée. Ensuite, on utilise une agitation magnétique pour rendre le mélange homogène.

Les solutions de RS à concentration spécifique sont préparées en diluant la solution mère. Le balayage est effectué à $\text{pH} = 3$. On a utilisé des solutions étalons avec des concentrations entre 5 et 50 mg.L^{-1} pour élaborer la courbe d'étalonnage Figure III.5. L'absorbance de chaque étalon est ensuite mesurée à $\lambda_{\text{max}} = 494 \text{ nm}$, puis la courbe d'étalonnage est tracée.



Figure III.5 : Les différentes concentrations en colorant Rouge Solophényl.

Selon les résultats expérimentaux Figure III.6, il y a une corrélation linéaire entre l'absorbance et la concentration, avec un coefficient de détermination de 0,9993.

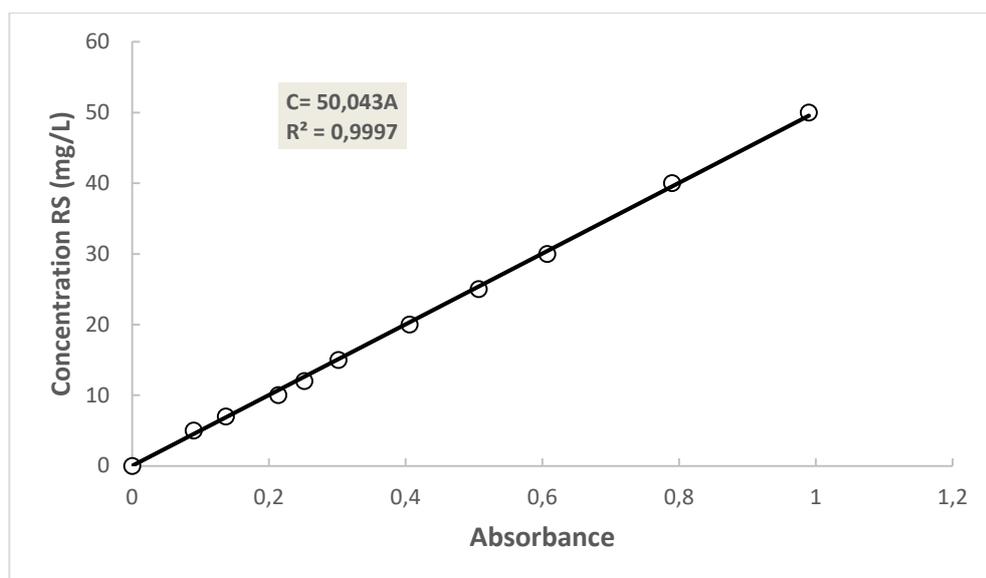
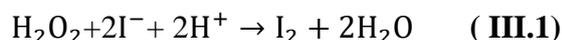


Figure III.6 : Courbe d'étalonnage pour le dosage du colorant RS par spectrophotométrie vis.

III.3.3 DOSAGE DU PEROXYDE D'HYDROGÈNE :

La méthode iodométrique a été utilisée pour évaluer la concentration en peroxyde d'hydrogène [13]. Dans cette méthode, les ions iodure I^- sont oxydés en diiode I_2 par l'action du peroxyde d'hydrogène. En présence d'heptamolybdate d'ammonium en tant que catalyseur, le diiode ainsi obtenu se combine avec les ions I^- pour former les ions triiodure I_3^- selon les réactions:



La formation des ions I_3^- à partir des ions I^- est mesurée par spectrophotométrie UV visible à une longueur d'onde maximale de 353 nm ($\epsilon = 26300 \text{ L.mol}^{-1}.\text{cm}^{-1}$) [14-15].

Il faut diluée la solution H_2O_2 a dosée par de l'eau distillée (0,1 mL de H_2O_2 dans 500 mL d'eau distille). En mélangeant 0,4 mL de la solution H_2O_2 diluée avec 2 mL d'une solution de KI (0,1 M) et 40 μL d'heptamolybdate d'ammonium (0,01 M), on a effectué l'analyse de H_2O_2 . [15]. Après avoir bien agité le mélange, on mesure l'absorbance après 5 minutes de réaction.

La concentration en H_2O_2 est déterminée à partir de la relation :

$$[H_2O_2] = \frac{A}{\epsilon l} \times F \quad (\text{III.B})$$

Avec :

A : Absorbance de la solution ;

ϵ : Coefficient d'absorption des ions I_3^- à 353 nm;

l : trajet optique (1 cm) ;



F : facteur de dilution;

III.3.4 DÉMARCHE EXPÉRIMENTALE DE L'ÉTUDE DE L'OXYDATION DU COLORANT OG PAR LE RÉACTIF DE FENTON :

Le colorant (Rouge Solophényl) est oxydé par le réactif de Fenton dans un réacteur discontinu de 400 mL, comme illustré dans la figure **III.1**, avec une agitation modérée à l'aide d'un agitateur Heidolph.

Pour toutes les expériences, le volume de la solution étudiée est établi à 250 mL. Un bain-marie équipé d'un thermoplongeur de marque P-SELECTA (TECTRON BIO) maintient la température de la réaction constante.

On mesure le pH de la solution étudiée en utilisant un pH mètre (Adwa -AD1030), et la concentration de Rouge Solophényl en utilisant un spectrophotomètre (SECOMAM- RS232) pour mesurer l'absorbance.

Nous avons employé la même méthode pour tous les paramètres étudiés, Les solutions de RS sont préparées à une concentration précise en diluant successivement la solution mère.

Tout d'abord, la solution de Rouge Solophényl (20 mg/L) est placée à température ambiante, puis un taux adéquat de solution de sulfate ferreux est ajouté à la solution du colorant.

Après l'homogénéisation de la solution, le pH de la solution obtenue est ajusté en utilisant une solution de H₂SO₄ (0,1M) pour le milieu acide et une solution de NaOH (0,1M) pour le milieu basique.

On a commencé l'oxydation en ajoutant le volume de peroxyde d'hydrogène mesuré dans le réacteur, On effectue la réaction à température ambiante (25°C) et avec une agitation modérée. Une quantité d'aliqotes de 2 mL a été extraite du réacteur (à l'aide d'une pipette) selon un intervalle de temps précis afin de procéder à l'analyse spectrophotométrique et de suivre la dégradation du colorant de manière cinétique.[16]

On a utilisé un spectrophotomètre visible (SECOMAM- RS232) pour mesurer l'absorbance en utilisant des cuves en verre avec un trajet optique de 1cm.

Il est possible que la réaction se poursuive même pendant le prélèvement d'échantillon, donc pour réduire l'erreur expérimentale, l'échantillonnage et la mesure de l'absorbance de solutions ont été effectués en un temps très court. [16]

L'effet des différents paramètres opératoires a été étudié de manière systématique en modifiant l'un d'entre eux, tandis que les autres ont été stabilisés.

III.4 RESULTATS ET DISCUSSION :

Grâce à différentes recherches sur la dégradation des polluants organiques présents dans l'eau, nous avons étudié dans ce travail expérimental l'impact de certains paramètres opératoires



sur l'élimination du colorant rouge solophenyl par le procédé Fenton.

Étant donné la limite de temps qui nous est accordée, nous nous sommes concentrés sur certains paramètres qui, selon nous, peuvent être considérés comme adéquats pour comprendre et expliquer le phénomène actuel. C'est pourquoi des tests préliminaires [16] ont été effectués afin d'obtenir un traitement adéquat par rapport aux solutions synthétiques de RS.

III.4.1 ÉVALUATION DES CONDITIONS OPÉRATOIRES OPTIMALES D'OXYDATION :

III.4.1.1 Effet de pH :

Dans les systèmes d'oxydation, le pH du milieu est un des facteurs qui influencent le taux de dégradation [17-18]. La dégradation du RS par procédé Fenton à 25°C a été examinée à différents pH (2; 3; 4; 4,5 et 5). Il est important de noter que la longueur d'onde d'absorption maximale est restée constante (494 nm) dans l'intervalle de pH choisi, tandis que les concentrations du colorant $[RS]=20\text{mg/L}$, du $[Fe^{2+}]=5\text{mg/L}$ et $[H_2O_2] = 0,3\text{mM}$ étaient maintenues à des concentrations connues.

Plusieurs chercheurs ont démontré que la réaction de Fenton est souvent très sensible à la valeur du pH [19-20]. En outre, il a été observé que le pH optimal se situe entre 2 et 4 afin de favoriser la formation du produit initial d'oxydation, ce qui entraîne la formation de peu d'intermédiaires et une dégradation rapide [21-22]. Donc, nous avons choisi un intervalle de pH de 2-5 pour la décoloration du colorant RS dans notre travail. On peut observer les résultats sur la figure III.7.

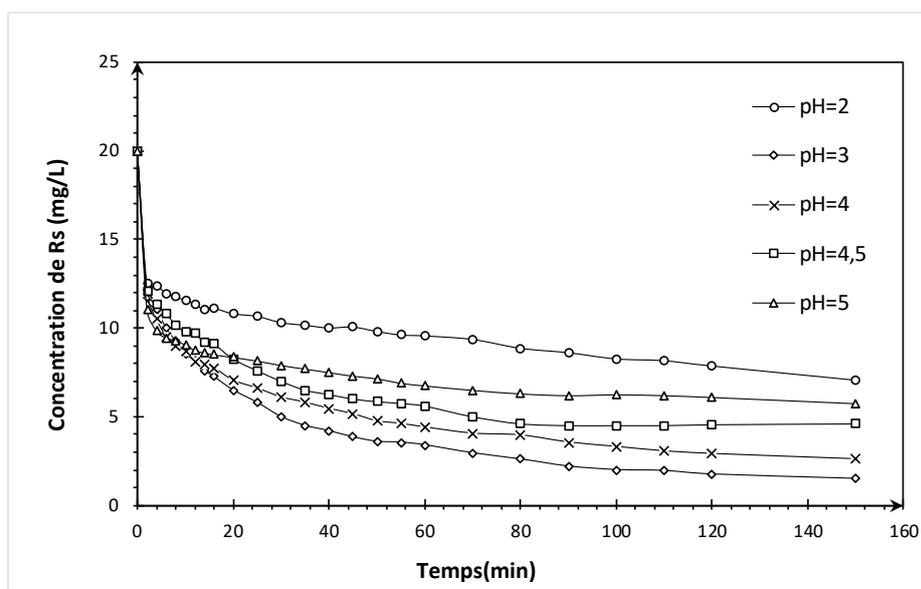


Figure III.7 : Évolution de la cinétique de dégradation de RS par le procédé Fenton en fonction du pH initial (Conditions expérimentales : $[RS]_0=20\text{mg/L}$; $[Fe^{2+}]_0 =5\text{mg/L}$; $[H_2O_2]_0 =0,3\text{mM}$; $T =25\text{ }^\circ\text{C}$; $\text{pH} = 2-5$).



Les résultats obtenus (Figure III.7) montrent que la dégradation de RS a été fortement influencée par le pH initial de la solution. Une dégradation maximale a été atteinte à pH 3. La plus faible dégradation est observée à pH 2.

Les courbes d'élimination de RS dans la plage de pH explorée sont semblables, comme le montre la Figure III.7, bien que les réactions à pH 2 évoluent plus lentement que celles observées à pH 3 et 4. Il est également observé que l'efficacité de dégradation du RS augmente de 45,95% à 67,47% après une période d'oxydation de 20 minutes dans une plage de pH comprise entre 2 et 3. Par ailleurs, l'élévation du pH de 3 à 5 (milieu légèrement acide) réduit l'efficacité de dégradation du colorant de 67,47% à 58,21%.

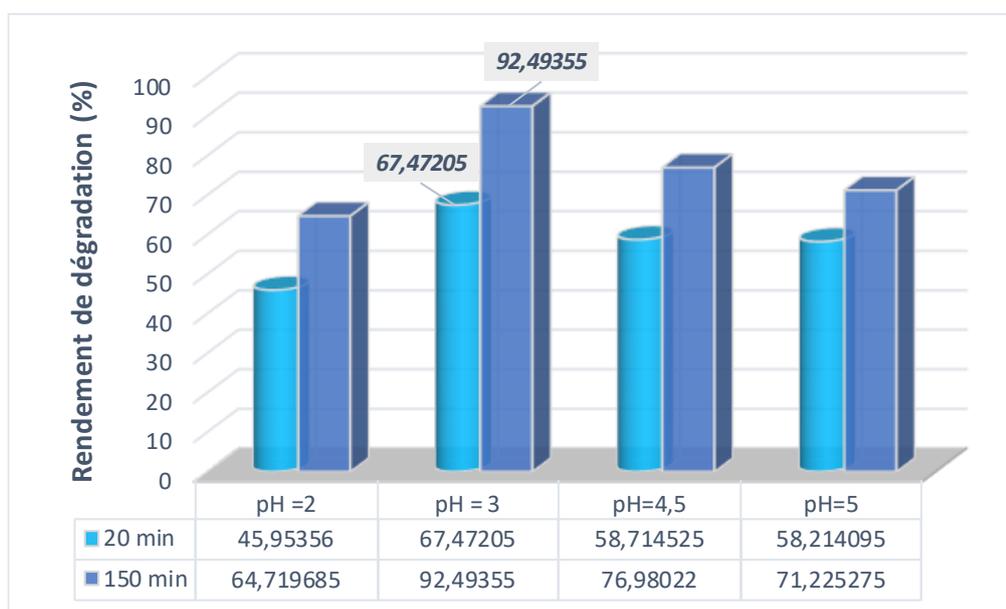


Figure III.8 : Rendements de dégradation du RS par le procédé Fenton en fonction de pH.

On observe une diminution pour un pH =2 les réactions Fenton (III.3) et (III.4) sont ralenties à cause de la formation de complexes avec le fer qui réagissent plus lentement avec le peroxyde d'hydrogène. Selon E. Elmolla et al [23], montre que le pH a un impact sur la production de radicaux hydroxyles, ce qui a un impact sur l'efficacité de l'oxydation et la concentration de Fe^{2+} . En règle générale, la réaction de Fenton se produit dans un environnement très acide afin de restreindre la précipitation des sels de fer en hydroxydes correspondants.

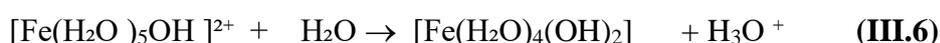


Des résultats semblables ont été obtenus par de nombreuses études [19-20]. Ainsi, Pulicharla et al [24] trouvent que le pH dans l'ensemble des méthodes Fenton joue un rôle essentiel.



La principale limitation de Fenton classique réside dans sa plage de pH restreinte, ce qui signifie qu'il n'est efficace que dans un milieu très acide (2,5-3,5). Le pH de la solution influence l'efficacité de la dégradation et les formes intermédiaires formées[25].

Selon certains écrivains, la solubilité du fer diminue à un pH faible PH inferieure à 3 en créant des complexes qui réagissent très lentement avec le peroxyde d'hydrogène [26-18]. Selon Carmen Rodrigues et al [27], la composition des complexes est la suivante : $[Fe(H_2O)_6]^{2+}$, $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$, $[Fe(H_2O)_5OH]^{2+}$ (Figure a-b), d'après les réactions, ces ions sont en équilibre avec leur forme conjuguée [3] :



On peut expliquer la diminution du rendement de dégradation par la protonation du peroxyde d'hydrogène à un pH très acide (réaction III.8), le peroxyde d'hydrogène est moins stable dans ces conditions de pH. Cela est appuyé par l'étude menée par Kwon et al [28] qui ont démontré que dans une solution aqueuse très acide, le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) pourrait être instable car il peut solvate un proton pour former un ion oxonium (H_3O^{2+}) [16]



La dégradation optimale est obtenue à pH 3. A ce pH, peu d'intermédiaires sont formés et ils sont rapidement dégradés [29]. De nombreuses études ont obtenu des résultats similaires [30-31]. Le pH de la solution a été mis en évidence, ce qui peut avoir une influence significative sur la dégradation des colorants synthétiques dans l'eau par le réactif de Fenton. L'oxydation optimale a été obtenue dans une plage de pH allant de 3 à 4 [30,32]. Selon une étude menée par Sun et al [33], on observe une dégradation maximale d'un colorant azoïque, Amido black 10B, à un pH de 3,5. Tunç et al[31] obtiennent la même valeur en traitant deux colorants azoïques, l'Acid Red 66 et le Direct Blue 71, en utilisant le système Fe^{2+}/H_2O_2 .

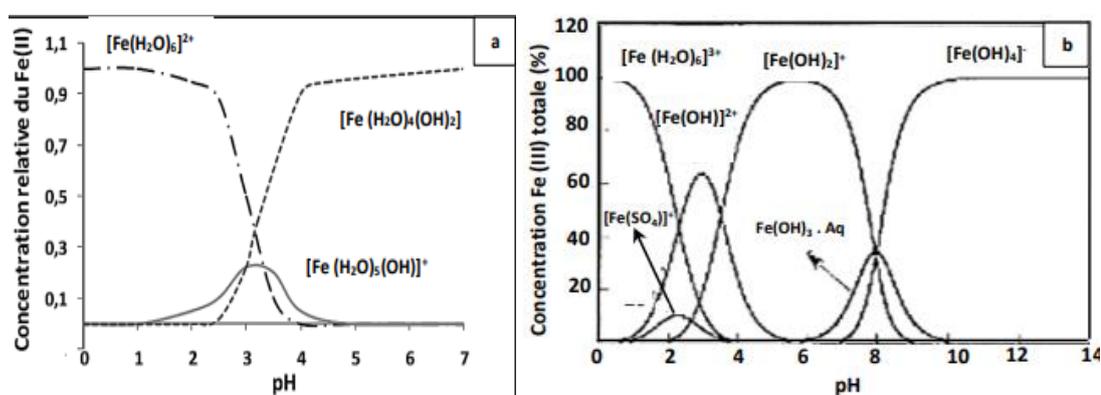


Figure III-9 : Spéciation des espèces de Fe (II) et Fe (III) en fonction du pH à $T=25^{\circ}C$, $[Fe(II)] = [Fe(III)] = 1 \text{ mM}$ [34-35].



Pour les pH allant de 4 à 5, l'inhibition de l'oxydation est la conséquence de plusieurs mécanismes. Tout d'abord, la formation des ions ferriques qui ont tendance à produire des complexes hydroxo ferriques (Figure III-9-b). Ces formes désactivent l'effet catalytique du fer. De plus, dès que le pH devient supérieur à 5, les ions ferriques précipitent sous forme d'hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Ce précipité étant très stable ($k_s=10^{-38}$) [16], la concentration d'ion Fe^{3+} en solution reste très faible et donc la réduction de Fe^{3+} en Fe^{2+} devient très lente et la régénération de Fe^{2+} , comme initiateur de radicaux HO^\bullet , devient l'étape cinétiquement limitante du procédé.

Pour un $\text{pH}>3$, le fer se précipite sous forme de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ suivant la réaction (III.9) qui est favorisée par l'augmentation de pH [36].



Cette précipitation entraîne une diminution de la cinétique de dégradation et une diminution significative des concentrations d'espèces libres du fer en solution Figure III-9, ce qui limite la capacité de production des radicaux HO^\bullet à partir de la réaction Fenton. La réaction de régénération de Fe^{2+} à partir de Fe^{3+} est également entravée par les équations [30]:



D'après les observations des effets du pH sur la cinétique de décoloration du rouge solophényl, on peut conclure que le procédé Fenton est plus performant à $\text{pH} = 3$, car à ce pH [29], la production des HO^\bullet est maximale.

De nombreux travaux sur le procédé Fenton ont montré que le pH 3 semble être la meilleure valeur pour une dégradation optimale des polluants organiques [36]. Car le peroxyde d'hydrogène et le fer ferreux sont plus stables à ce pH. Pour la suite du travail, nous adopterons désormais cette valeur de pH.

III.4.1.2 Effet de la concentration initiale du colorant :

La teneur en polluants organiques joue un rôle très important dans le traitement des eaux usées. C'est la raison pour laquelle nous avons examiné l'impact de ce paramètre sur la méthode Fenton.

La concentration du Rouge Solophényl a été modifiée de 5, 10, 20, 30, 40 mg/L, en fixant les autres paramètres ($[\text{Fe}^{2+}] = 5 \text{ mg/L}$, $\text{pH} = 3$, $[\text{H}_2\text{O}_2] = 0,3\text{mM}$).



On peut observer les résultats sur la figure III.10.

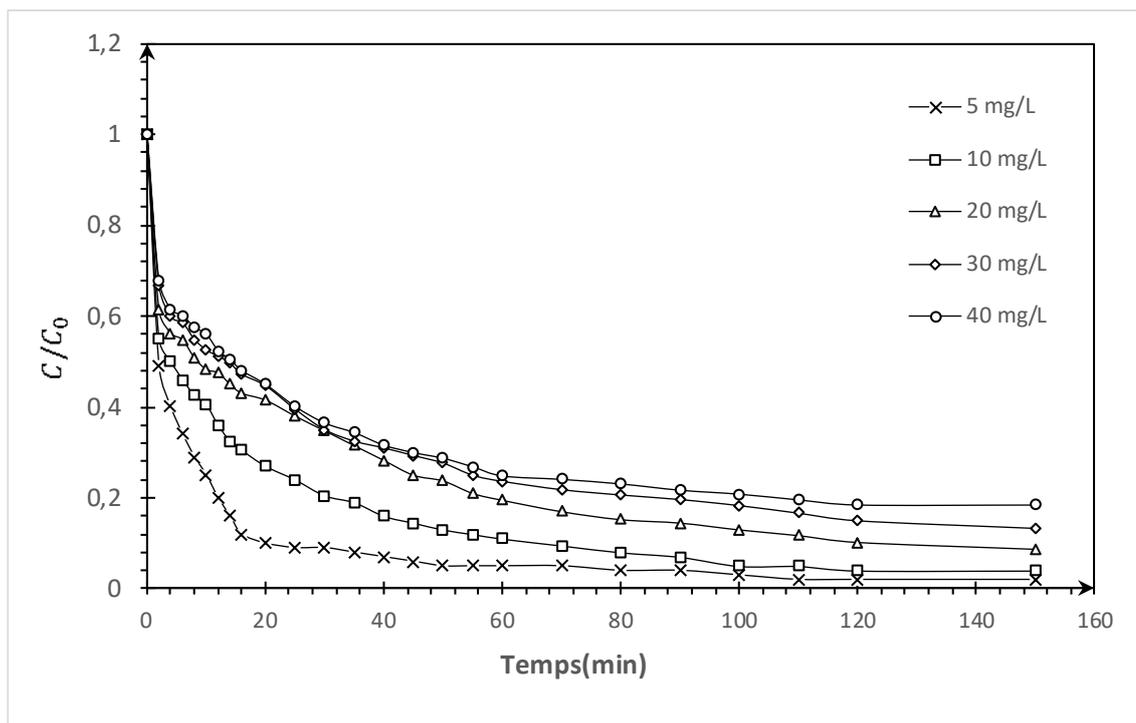


Figure III.10: Effet de la concentration initiale d'RS sur la cinétique de dégradation (Conditions expérimentales : $[RS]_0 = 5-40$ mg/L; $[Fe^{2+}]_0 = 5$ mg/L; $[H_2O_2]_0 = 0,3mM$; $pH = 3$; $T = 25$ °C).

Le procédé Fenton entraîne une baisse importante de la concentration du colorant lors des premières minutes, comme le montre cette Figure III.10

La dégradation devient moins efficace lorsque la concentration initiale du colorant augmente. On peut expliquer cette action par le phénomène de compétition entre la molécule mère du colorant et les sous-produits produits par la dégradation de l'RS par les radicaux HO^\bullet en raison de leur faiblesse sélective[16].

En outre, la vie des HO^\bullet est très brève. Donc, la dégradation est principalement limitée par le taux de formation et la durée de vie des HO^\bullet .

On remarque après 120 minutes, l'élimination complète du colorant est réalisée pour une concentration initiale de 5 mg/L. Aux concentrations supérieures à 40 mg/L, le RS diminue de manière significative.

Cela s'explique par l'augmentation du nombre de molécules de colorant pour une quantité constante de radicaux hydroxyles. [29]

Les résultats obtenus correspondent à la littérature. Selon Hameed et al [37], lors de concentrations constantes en $[H_2O_2]$ et $[Fe^{2+}]$, la dégradation est considérablement ralentie en raison d'une concentration plus élevée du vert de malachite.



Selon Sun et al [33], d'autres résultats similaires ont été rapportés concernant la dégradation de l'Amido black 10B.

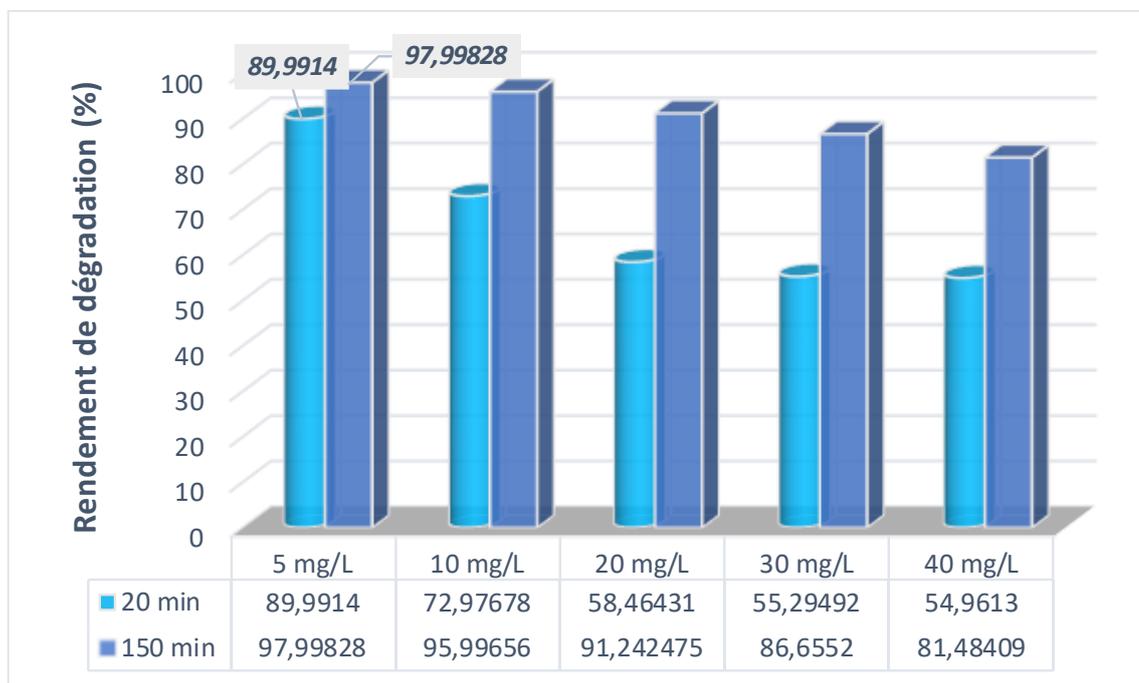


Figure III.11 : Rendements de dégradation du RS par le procédé Fenton en fonction de sa concentration.

Dans la figure III.11 on a le rendement de dégradation du RS a 20 et 150 min et dans les deux cas on a observé que le rendement de dégradation de l'RS baisse avec l'augmentation de la concentration en colorant à cause d'une augmentation du nombre de molécules de RS, d'autre part, la concentration des radicaux HO[•] produites dans la solution reste la même[32].

Ces résultats prouvent que l'élimination de l'RS par le procédé Fenton dépend des concentrations initiales des réactifs et du colorant.

III.4.1.3 Effet de concentration initiale en Fe²⁺ :

Le [Fe²⁺] est l'un des paramètres clés qui peuvent avoir un impact sur les performances des procédés de Fenton [38-39]. Ce réactif joue un rôle essentiel dans tous les systèmes d'oxydation Fenton [40-41], La concentration optimale de point de vue économique et la rentabilité du processus sont essentiels dans les procédés de Fenton en général [42].

Afin d'analyser l'impact de cet additif sur le traitement, des solutions de colorant contenant une concentration de 3 à 20 mg/L en Fe²⁺ ont été traitées. Le pH des solutions a été conservé à 3 pour éviter la formation d'hydroxydes de fer, et la concentration en peroxyde d'hydrogène a été conservée à 0,3 mM. Et la concentration du colorant RS de 20mg/L



Les résultats obtenus sont exposés dans la Figure III.12.

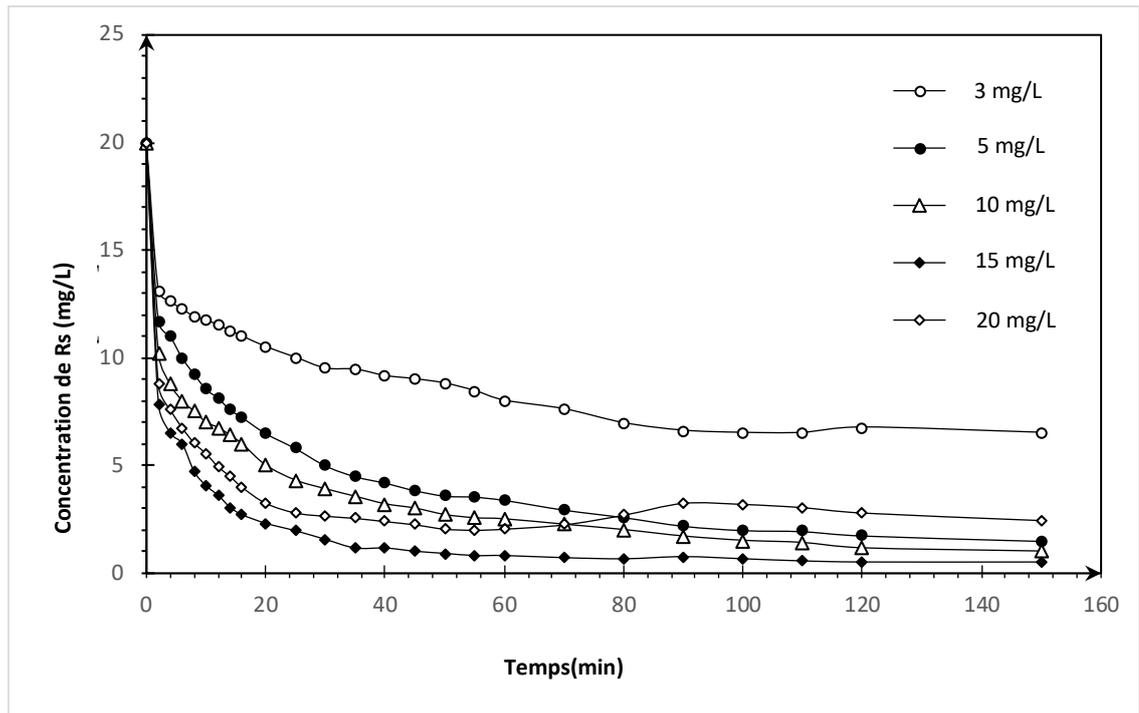


Figure III.12 : Variation de la cinétique de dégradation de RS par le procédé Fenton en fonction de la concentration initiale en Fe^{2+} (Conditions expérimentales : $[RS]_0 = 20mg/L$; $[Fe^{2+}]_0 = 3-20 mg/L$; $[H_2O_2]_0 = 0,3mM$; $T = 25 ^\circ C$; $pH = 3$).

Selon cette Figure III.12, les résultats indiquent que la présence de $Fe(II)$, même à une concentration faible (3mg/L), permet d'éliminer une grande partie de RS (47,45% après 20 minutes d'oxydation).

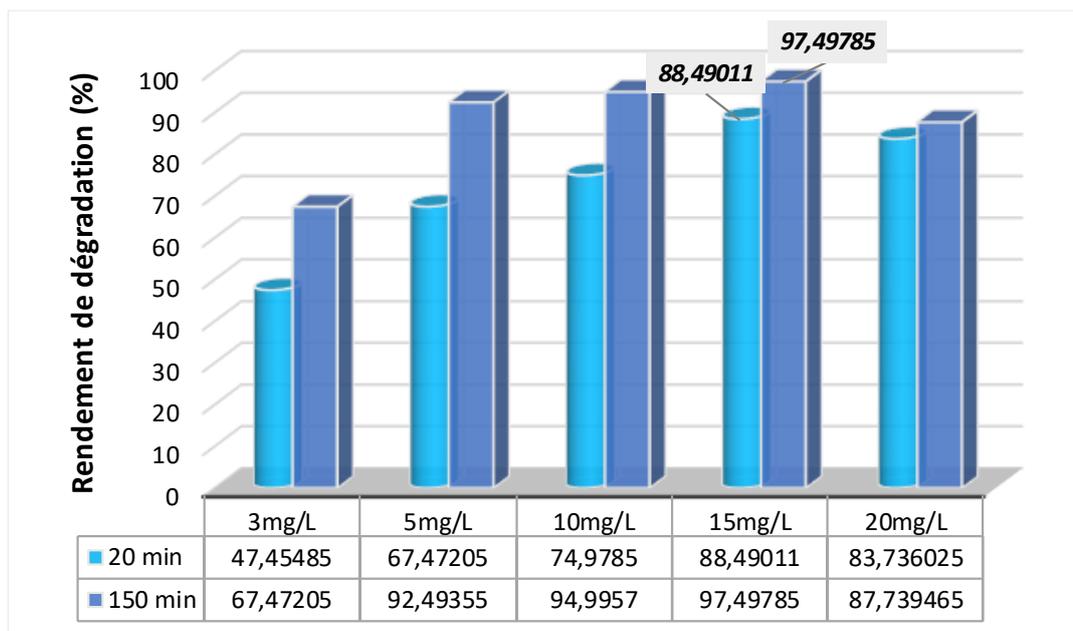
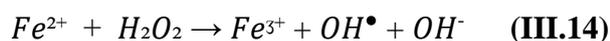


Figure III.13 : Rendements de dégradation du RS par le procédé Fenton en fonction de concentration de Fe^{2+} .



Après 20 minutes d'oxydation, l'efficacité de l'oxydation a été considérablement améliorée, passant de 47,45 % à 88,49 %, lorsque la concentration en Fe^{2+} augmente de 3mg/L à 15mg/L, cela peut être expliqué par la présence d'ions dans les eaux usées colorées entraîne la dégradation de H_2O_2 et la formation des HO^\bullet par la réaction de Fenton. Le fer est l'un des catalyseurs les plus importants de la réaction de Fenton car il accélère la vitesse de décomposition de l' H_2O_2 , comme le montre la réaction suivante [38]:



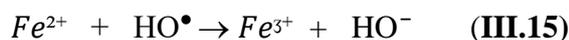
La présence d'ions de fer peut entraîner une amélioration de l'efficacité de la dégradation des composés organiques [43].

Pour des concentrations, $3 \text{ mg/L} < [Fe^{2+}] < 15 \text{ mg/L}$ Au cours de ces valeurs, la décoloration devient plus efficace avec l'augmentation de la concentration en Fe^{2+} , même à une faible concentration (3 mg/L), ce qui permet d'éliminer une grande partie de RS (47,45 % après 20 minutes d'oxydation). De cette manière, dans cet intervalle, l'efficacité de décoloration croît avec l'évolution de la concentration en Fe^{2+} , car plus la concentration en Fe^{2+} est grande plus la génération des radicaux HO^\bullet est favorisée selon la réaction III.14

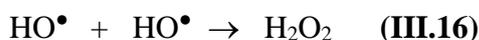
L'élimination maximale égale à 97,49 % est obtenue pour une concentration en Fe^{2+} égale à 15 mg/L (concentration optimale). Les résultats obtenus lors de cette étude se trouvent expliqués par la littérature. Selon Chan et al [44], qui ont également constaté que pour une concentration équivalente en atrazine, une augmentation de la concentration en ions ferreux accélère la vitesse d'oxydation.

Et d'après Edelahi [45], l'augmentation du taux d'abattement du diuron par le procédé Fenton est toujours associée à une augmentation de la concentration de Fe^{2+} et H_2O_2 .

Pour des concentrations en $[Fe^{2+}]$ supérieures à la concentration optimale, on observe diminution lorsque les niveaux de Fe^{2+} dépassent 15 mg/L. La baisse du rendement peut être expliquée par les éléments suivants : D'un côté, les radicaux HO^\bullet résultant de la réaction sont capturés par les ions Fe^{2+} afin de générer des ions ferriques en excès (III-15) [46-47-48].



Et d'autre part, on remarque une grande partie de RS (83,73% après 20 minutes d'oxydation) a été éliminée lorsque la concentration (20mg/L), car la production des HO^\bullet rapide et élevée conduit à des combinaisons de ces radicaux entre eux qui sont alors bloqués par ces ions suivant la réaction (III.16) [36].



Ces résultats prouvent que l'élimination de RS par le procédé Fenton dépend des concentrations initiales des réactifs et du colorant.



III.4.1.4 Effet de la concentration initiale en H₂O₂ :

On considère que la concentration de H₂O₂ dans le système Fenton joue un rôle essentiel dans l'amélioration de la minéralisation des polluants dans les milieux aqueux.

Une série d'expériences a été menée afin de déterminer la concentration optimale et requise en H₂O₂ pour dégrader des solutions contenant 20 mg/L de RS.

Les concentrations du H₂O₂ ont varié de 0,1, 0,2, 0,3 à 0,4 mM, pour un pH de 3. Les résultats obtenus sont illustrés sur la Figure III.14.

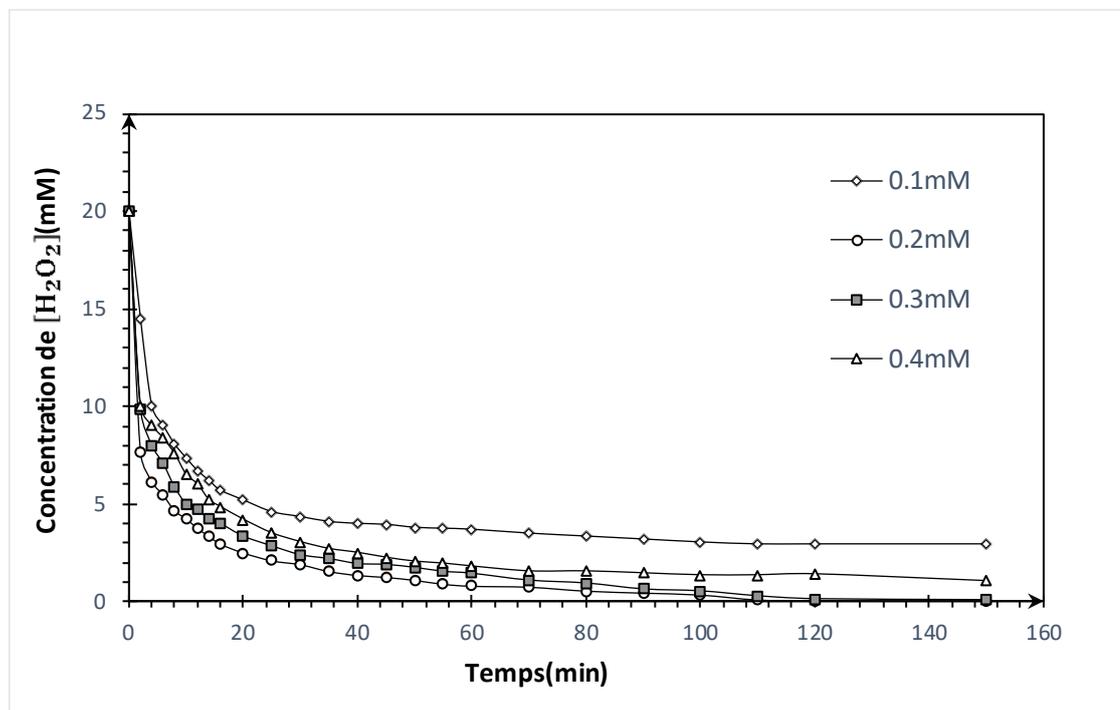
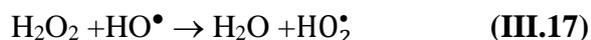


Figure III.14 : Effet de la concentration initiale de l'H₂O₂ sur la cinétique de dégradation de l'RS par le procédé Fenton (Conditions expérimentales : [RS]₀ = 20 mg/L ; [Fe²⁺]₀ = 10mg/L ; [H₂O₂]₀ = 0,1-0,4 mM ; T = 25°C ; pH = 3).

Selon les résultats, on observe une augmentation du taux d'élimination du RS lorsque la concentration du H₂O₂ augmente jusqu'à atteindre une valeur optimale de 0,2 mM.

Il ne faut 100 minutes pour éliminer l'RS en présence de 0,2 mM de H₂O₂. Afin de favoriser une dégradation optimale, il est essentiel de réduire au minimum la quantité de H₂O₂ afin d'éviter les réactions parallèles qui consomment les HO[•] [49-28]. Selon la réaction (III.17), on peut expliquer la baisse de l'efficacité de dégradation par le piégeage des radicaux hydroxyles en présence d'un excès de peroxyde d'hydrogène.



Dans le milieu réactionnel, on observe la formation du radical hydroperoxyde HO₂[•] lors de la réaction (III.17). Même si HO₂[•] favorise les réactions en chaîne radicalaires et est un oxydant puissant. Il a un potentiel d'oxydation beaucoup plus faible que celui de HO[•]. Les radicaux



hydroperoxydes ont une réactivité beaucoup plus faible et ne participent pas à la dégradation oxydative des substrats organiques, étant donné qu'ils ne proviennent que des réactions avec HO^\bullet . [16]

Dans tous les cas, il est préférable d'utiliser une dose limitée de H_2O_2 ; car une quantité excessive de H_2O_2 entraînerait une augmentation des coûts du traitement et serait nocive pour les micro-organismes [50-51]. Ainsi, il est essentiel de choisir une concentration optimale de H_2O_2 .

Outre cette réaction (III.17), il peut également s'agir de réactions de combinaison entre les radicaux hydroxyles eux-mêmes qui produisent du peroxyde d'hydrogène (III.18). Selon Da Pozzo et al [52], cette réaction est considérée comme un facteur limitant du système. Elle possède une constante cinétique de $2,7 \cdot 10^7 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Cette valeur est comparable à celle des réactions des radicaux hydroxyles sur les composés organiques.



D'autres travaux [31-33] ont fait des observations similaires concernant l'oxydation de composés organiques tels que le phénol, le chlorphénol, l'altrazine et les colorants. On a constaté que l'augmentation de H_2O_2 ne favorise pas une accélération de la vitesse de réaction, mais elle augmente simplement le rendement de la disparition des polluants.

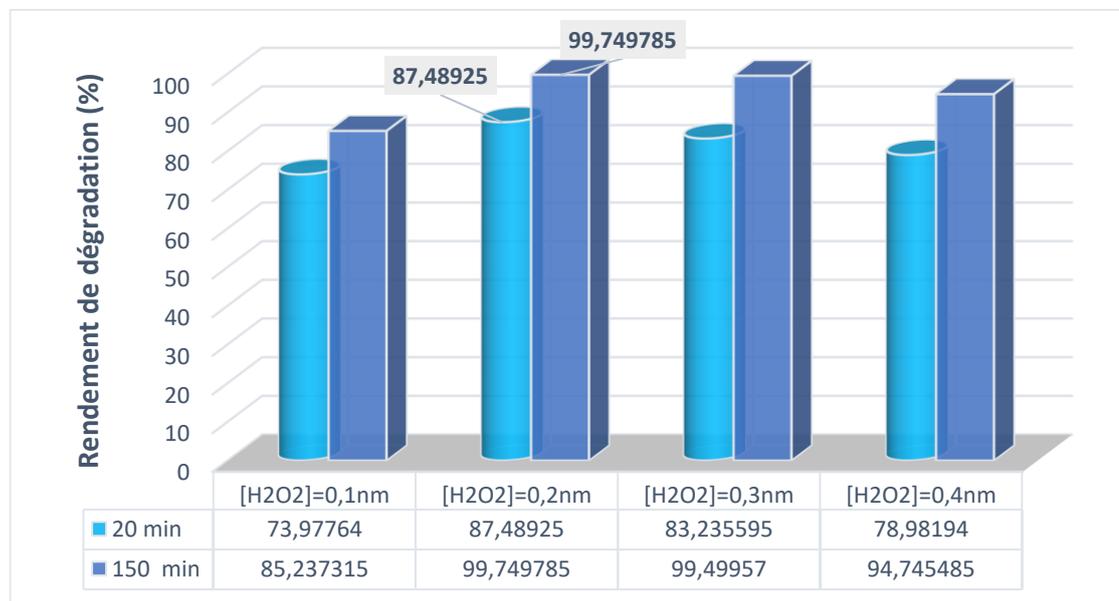


Figure III.15 : Rendements de dégradation du RS par le procédé Fenton en fonction de H_2O_2 .

D'après la Figure III.15, il apparaît nettement que l'augmentation de la concentration en H_2O_2 accroît la vitesse de dégradation de l'RS et en même temps améliore le rendement de dégradation. La dégradation de l'RS est plus significative avec une concentration en H_2O_2 de 0,2 mM (99,74 %) après 100 minutes de traitement qu'avec une concentration de 0,1 mM (85,23



%). Une production insuffisante de radicaux hydroxyles dans le milieu réactionnel pourrait expliquer ce phénomène [53]. Il semble normal que l'augmentation de la concentration en H_2O_2 augmente le taux de production des radicaux hydroxyles en fonction de la réaction (III.19) [54], ce qui augmente la probabilité de rencontre des molécules du colorant avec les radicaux hydroxyles libres.



Dans la suite de cette étude $[H_2O_2]=0,2$ mM.

III-4-1-5 Effet de température :

En règle générale, la variation de la température imposée à un système d'oxydation catalytique peut influencer le processus d'activation de l'oxydant par le catalyseur. En outre, il a la capacité d'influencer les réactions impliquées dans la dégradation des polluants [55].

Peu de travaux ont étudié l'influence du paramètre température sur le procédé fenton. Pour mettre en évidence l'influence de ce paramètre sur la dégradation du RS une série d'expérience a été réalisée à des différentes valeurs de température, L'influence de la température (25-35-45°C) a été étudiée en utilisant des solutions du RS à une concentration de 20 mg/L et à un pH de 3. La concentration du peroxyde d'hydrogène et du catalyseur est égales 0,2mM et 10mg/L respectivement. Les conclusions obtenues sont exposées dans la Figure III.16.

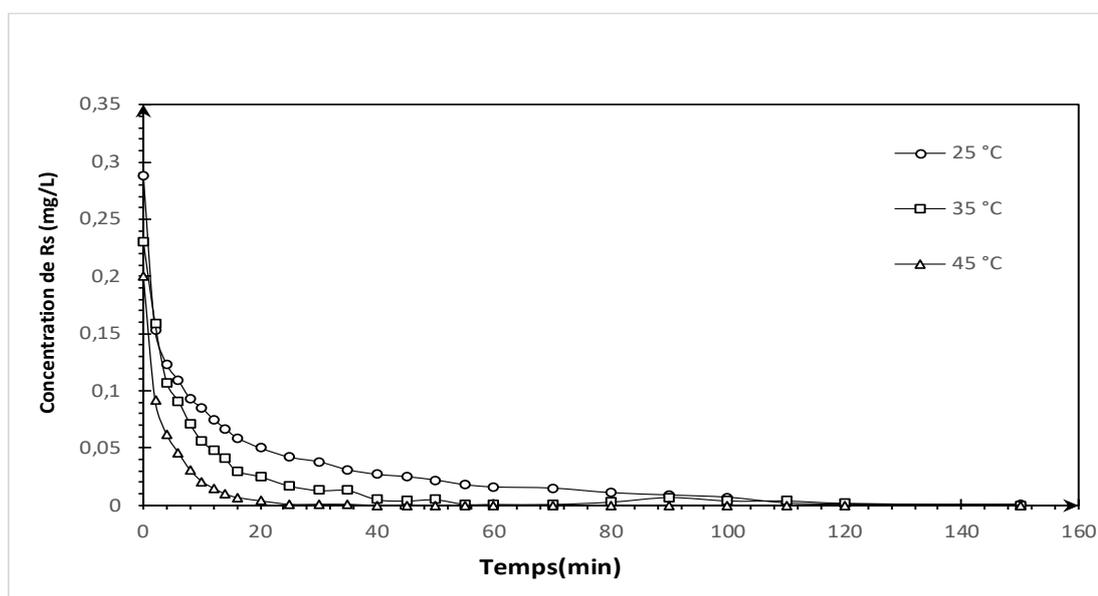


Figure III.16 : Variation de la cinétique de dégradation électrochimique de RS en fonction de la température (Conditions expérimentales : $[RS]_0 = 20$ mg/L ;

$[Fe^{2+}]_0=10$ mg/L; $[H_2O_2]=0,2$ mM ; pH = 3 ; T = (25-45°C ;).

Les résultats obtenus (Figure III.16) démontrent que la température de la solution a eu une influence significative sur la dégradation de RS, ce qui entraîne une augmentation de la



vitesse d'élimination du colorant. La hausse de la température dans la période étudiée. L'effet de la température sur l'efficacité de dégradation de RS est positif. Lorsque la température augmente, le nombre de collisions entre molécules augmente, ce qui entraîne une augmentation de la vitesse d'oxydation [56-57]. De plus, la température élevée accélère la réaction entre le peroxyde d'hydrogène et toute forme de fer ferreux/ferrique, ce qui entraîne une augmentation du taux de production des radicaux hydroxyles et donc une amélioration du taux de dégradation du colorant [33, 58]. Il a été démontré par Qiang et all [59] que la régénération de Fe^{2+} est favorisée à des températures relativement élevées.

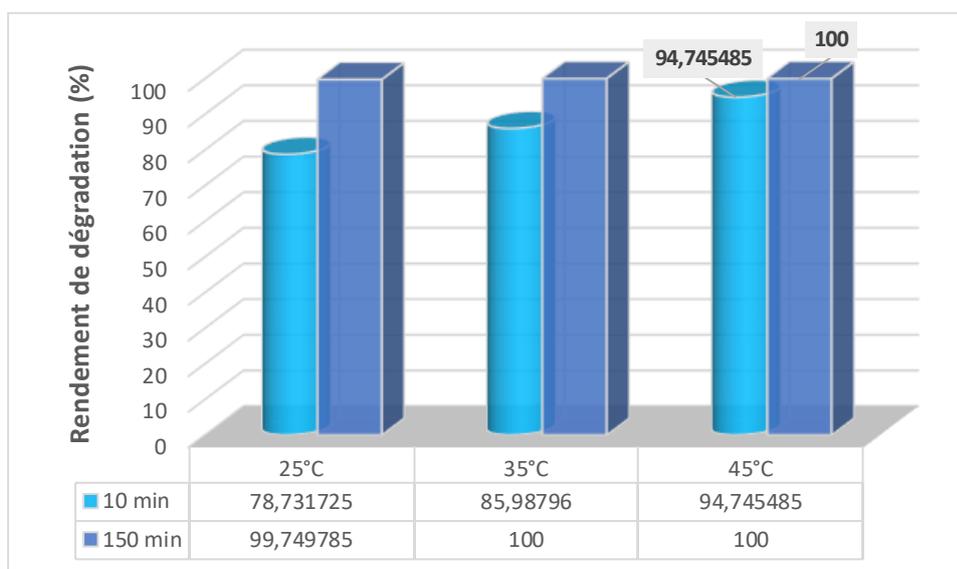


Figure III.17 : Rendements de dégradation du RS par le procédé Fenton en fonction de température.

De plus, une température accrue pourrait donner davantage d'énergie aux molécules réactives afin de les surpasser.

Pour des températures comprises entre 35- 45°C Selon la loi d'Arrhenius, plus la température n'augmente, plus la réaction de Fenton produit des radicaux hydroxyles. Toutefois, de nombreuses recherches ont indiqué une valeur idéale (environ 40 °C) [60-61].

Pour température 45°C, le taux de dégradation de RS est de 100% après 25 minutes de traitement. Toutefois, étant donné que le coût opérationnel augmente pour une faible augmentation de l'efficacité obtenue en augmentant la température au-delà de 45°C, une température de 45 °C semble appropriée pour le traitement.

Pérez-Moya et all [62] ont montré que des températures plus élevées (45-50 °C) pouvaient accélérer la réaction tout en remplaçant le rôle du Fe(II) en assistant le clivage de H_2O_2 et donc en contribuant à la formation de HO^\bullet , en particulier lorsque la concentration en Fe(II) est faible.

Au-delà de 55 °C la température favorise la décomposition du peroxyde d'hydrogène en oxygène et en eau ce qui influera sur la dégradation [58]. D'autres travaux ont trouvé que le



Méthyl Violet se dégrade mieux à une température optimale de 50 °C [63] par contre pour l'acide Yellow 99, le rendement maximal est obtenu à une température comprise entre 60 et 70 °C [64].

En général des températures supérieures à 60°C ne sont plus utilisées [65], car le procédé devient énergivore.

Donc la cinétique d'élimination du colorant augmente avec L'augmentation de la température dans l'intervalle étudié. La température élevée augmente le nombre de collisions entre les molécules, ce qui entraîne une augmentation de la vitesse de l'oxydation [60].

III.4.1.6 Dégradation de RS dans différentes matrices naturelles :

Cette étude est complétée en testant l'efficacité du procédé dans des matrices environnementales réelles. Des expériences de dégradation ont été réalisées dans une eau minérale IFRI (EMI) et eau minérale BOUGLEZ (EMB) et une eau de mer (EM) contient 35 g.L⁻¹ de Cl⁻, et une eau distillé dans les conditions suivantes : pH 3, [Fe(II)]₀ = 10 mg/L, [H₂O₂]₀ = 0,2 mM, et [RS] = 20 mg/L.

Tableau III.4 : Les différents composants de (EMI) et (EMB).

Les composants	Eau minérale IFRI (mg.L ⁻¹)	Eau minérale BOUGLEZ (mg.L ⁻¹)
Ca ²⁺	99	4,6
Mg ²⁺	29	3,75
Na ⁺	35	29
K ⁺	2,1	1
SO ₄ ²⁻	68	10
HCO ₃ ⁻	265	\
Cl ⁻	98	30
NO ₃ ⁻	15	9
pH	7,2	6,87
salinité	550	140

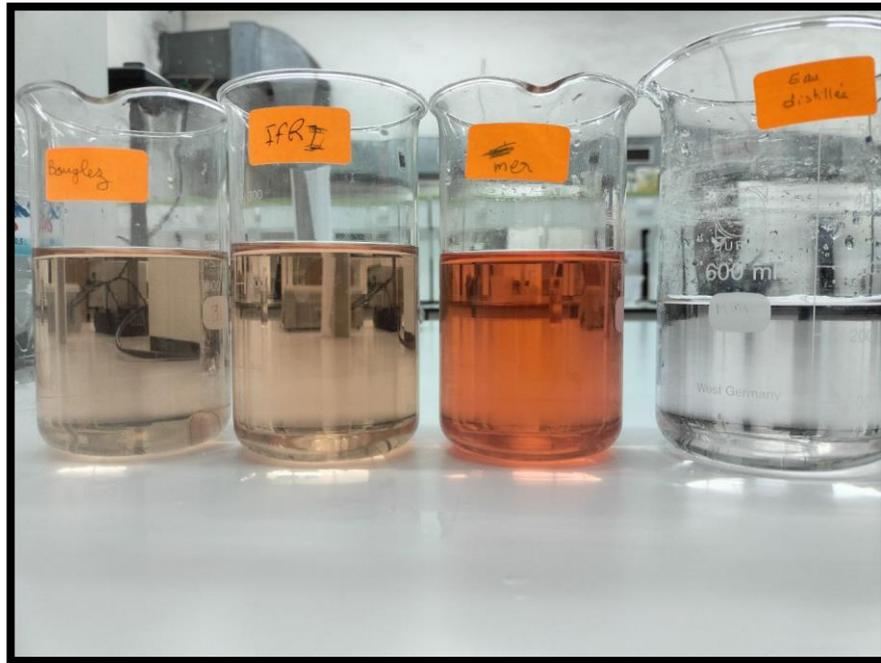


Figure III.18 : Résultats de dégradation après 150 min de traitement dans les différentes matrices.

La Figure III.19 montre la dégradation comparative de l'RS dans l'eau distillée, l'eau minérale IFRI et BOUGLEZ et l'eau de mer.

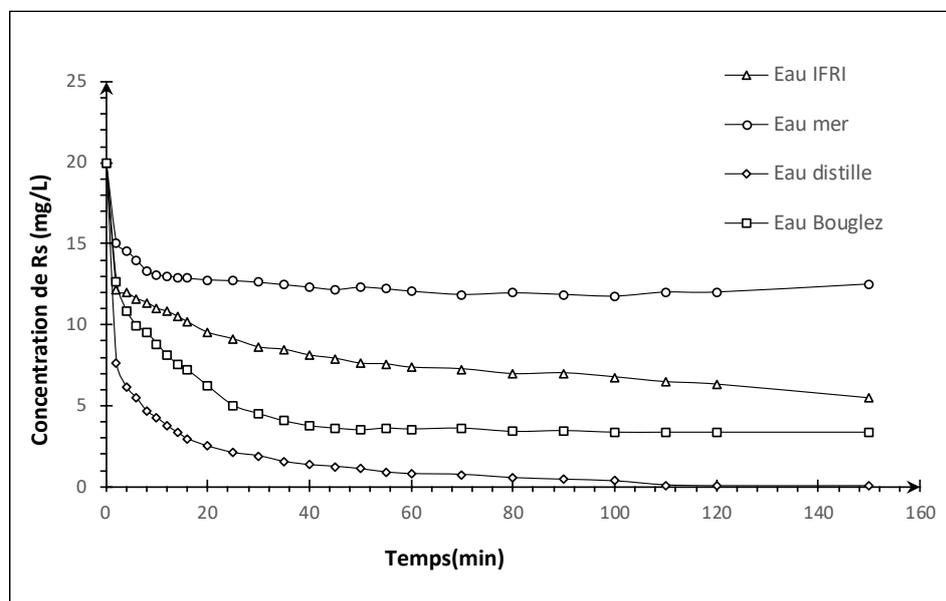


Figure III.19: Dégradation de l'RS dans l'eau distillée, l'eau minérale IFRI et BOUGLEZ et l'eau de mer par le réactif de Fenton (Conditions expérimentales : $[RS]_0 = 20 \text{ mg/L}$; $[Fe^{2+}]_0 = 10 \text{ mg/L}$; $[H_2O_2]_0 = 0,2 \text{ mM}$; $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$; $\text{pH} = 3$).

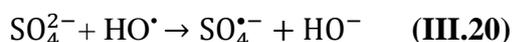
Les résultats de la dégradation sont résumés dans la figure III.19. Comme on peut le constater, le procédé Fenton montre une grande efficacité dans l'eau distille, avec une



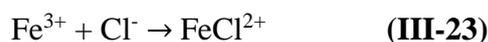
élimination du RS en 100 minutes, par rapport à l'eau de mer et à l'eau de IFRI et BOUGLEZ. On attribue ces résultats au contenu de chaque matrice.

Afin de mieux comprendre pourquoi l'eau de mer inhibe la dégradation du RS par le réactif de Fenton.

Une recherche menée par Dr.Lounis [16], il a été constaté que la présence de sulfates jusqu'à 2 g.L⁻¹ n'a pas d'impact sur la vitesse de dégradation du colorant par le procédé Fenton. Malik et Saha [64] ont également constaté un résultat similaire lors de la dégradation du bleu 2 B et du rouge 12 B en solution aqueuse en utilisant le réactif de Fenton. Les radicaux sulfate (SO₄^{•-}) et les ions peroxodisulfate (S₂O₈²⁻) peuvent être générés par la réaction entre les ions SO₄²⁻ et le radical HO[•] [66]. Les radicaux sulfate ont un pouvoir d'oxydation d'environ 2,60 V, comparable à celui du radical HO[•] (2,80 V) [67]. Par conséquent, le Na₂SO₄ n'a pas eu d'impact sur la cinétique et le rendement de dégradation du colorant.



Une autre étude [16] a démontré que le nitrate de sodium a un effet en dégradation comparable au sulfate de sodium. Les ions nitrates n'ont aucun impact important sur l'élimination du colorant. Il n'est pas connu que les ions nitrates forment des complexes avec les ions ferreux ou ferriques [68]. Dans la plupart des cas, il existe deux raisons pour lesquelles le NO₃ n'a pas d'impact sur la dégradation du colorant. Les ions NO₃ ne se combineront pas avec les ions ferreux et ferriques, ce qui signifie que la réaction entre les ions ferreux ou ferriques et le peroxyde d'hydrogène ne sera pas annulée. En outre, il n'y aura pas de réaction entre les ions NO₃ et les radicaux hydroxyles, ce qui n'empêche pas la dégradation du colorant [68]. De même, la présence d'une charge importante de chlorure dans l'eau minérale IFRI (98 mg.L⁻¹) ne permet pas une compétition efficace de la réaction avec les radicaux libres, ce qui signifie que l'efficacité du procédé n'est pas significativement différente de celle obtenue dans l'eau BOUGLEZ (30 mg.L⁻¹). Les sels présents dans l'eau de mer (EM) réduisent l'efficacité par rapport à l'eau distillée. Selon Alshamsi et al [69] et Tunç et al [31], les ions chlorures ont la capacité de réduire l'efficacité de la destruction du Cristal Violet, de l'Acide Rouge 66 et du Direct Blue 71. Il est possible d'expliquer l'effet négatif du NaCl sur la dégradation du colorant par le réactif Fenton par les réactions de complexation du fer (réactions III-21 à III-25). La répartition du fer libre et son activité avec le peroxyde d'hydrogène peuvent être affectées par ces réactions [68].





L'interaction des ions chlorures avec les radicaux hydroxyles entraîne une compétition avec la matière organique, ce qui empêche la décomposition du colorant et ralentisse l'oxydation du colorant [16] (réaction III-26 et III-27). La formation de divers radicaux inorganiques chlorés (Cl^\bullet , HOCl^\bullet , Cl_2^\bullet) est possible [70]. Les radicaux présentent une réactivité inférieure avec les solutés organiques que HO^\bullet .



L'eau de mer renferme toutes ces substances inorganiques à des concentrations élevées. Les sels inorganiques accentuent l'effet inhibiteur. La dégradation d'un colorant azoïque (Blue Réactive MS) a été réalisée par Dong et al [66] en présence d'un mélange de chlorure de sodium et de sulfate de sodium à une concentration de 5 g.L^{-1} . Selon l'étude, la dégradation efficace en présence de sels mixtes, comme dans le cas de l'eau de mer, est moins efficace que celle obtenue en présence de chlorure de sodium seul à la même concentration.

Il est possible de conclure ainsi que la présence d'un mélange de sels inorganiques a un impact négatif plus important sur la dégradation des colorants azoïques.[16] On peut expliquer cela par l'augmentation de l'effet d'ion commun dans le cas des sels combinés.

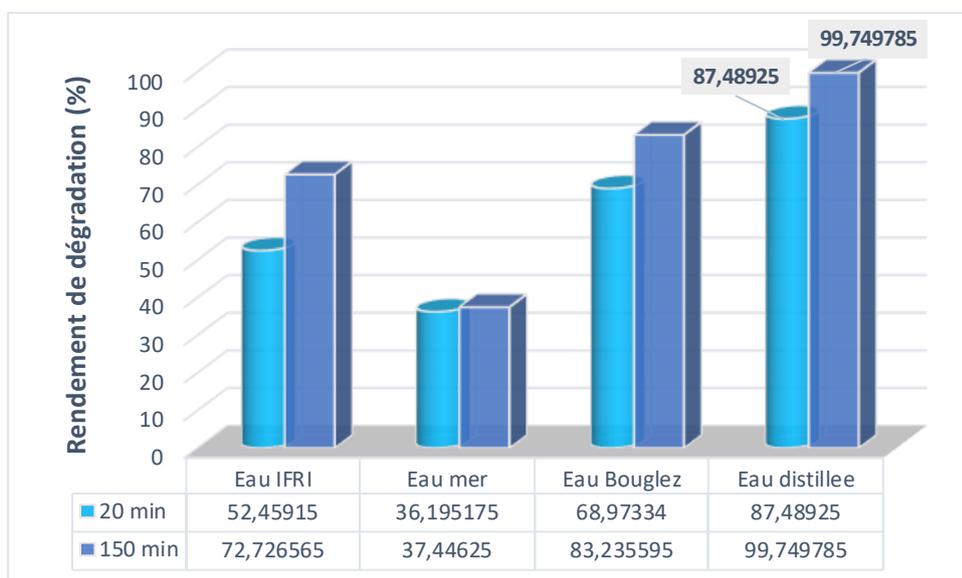


Figure III.20 : Rendements de dégradation du RS par le procédé Fenton en des matrices.

On peut constater dans la figure III.20 que la destruction du colorant n'était pas totale (99 %). En comparant la dégradation de l'RS dans l'eau distillée avec celle dans l'eau de mer, nous remarquons que la dégradation est inhibée dès les premières 20 minutes, seulement 36 % du



colorant ont été éliminé dans l'eau de mer après 20 minute de traitement. La présence de sels peut expliquer cette inhibition de la dégradation dans les matrices naturelles, car ils peuvent complexer le fer et piéger les radicaux hydroxyles [59].

A 150 minutes de traitement le rendement de l'eau minérale BOUGLEZ (83,23%) est également plus élevé que celui de l'eau minérale IFRI (72,72%), ce qui s'explique par la présence d'une charge lourde d'anions minéraux dans cette eau minérale.



III.5 CONCLUSION :

Dernièrement, de nombreuses études ont déjà démontré que le procédé Fenton était plutôt efficace pour détruire certains colorants textiles et industriels. L'efficacité réside dans le fait que cette méthode est considérée comme l'une des techniques rapides, coûteuses et particulièrement adaptées aux composés organiques réfractaires et/ou toxiques.

Les procédés d'oxydation avancés sont caractérisés par la mise en œuvre de la formation de radicaux hydroxyles HO^\bullet en quantité adéquate et à température ambiante afin d'oxyder les substances polluantes.

Le but de ce travail était d'analyser les résultats du processus Fenton, qui fait partie des procédés de dégradation des colorants. Dans cette optique, nous avons opté pour des solutions qui incluent un colorant azoïque. Le procédé Fenton a démontré son efficacité en ce qui concerne les performances de suppression du l'écrlate solophényl BNLE (RS). Il est démontré par les résultats expérimentaux obtenus que le pH, les concentrations initiales en H_2O_2 , en Fe^{2+} et du colorant, et la présence des ions inorganiques ont un impact significatif sur la dégradation.

L'impact des différents composants du réactif de Fenton sur les colorants était minime. L'association du peroxyde d'hydrogène au fer ferreux était nécessaire pour provoquer la dégradation du colorant Rouge solophényl BNLE (RS). Les cinétiques de décoloration étaient influencées par la quantité de H_2O_2 introduite très crucial. On observe une décoloration rapide du colorant (dès la première minute) pour un pH acide (pH=3). La présence d'ions inorganiques dans les eaux usées a une influence sur la décoloration de RS. La vitesse de décoloration est fortement influencée par la concentration initiale du colorant. Effectivement, les solutions les moins chargées sont plus rapides à décolorer.

Les résultats montrent bien la possibilité d'éliminer les colorants des eaux en utilisant ce procédé d'oxydation avancé (Fenton) qui se caractérisent par un rendement intéressant et une mise en œuvre assez facile.

L'oxydation par le procédé Fenton présente est particulièrement intéressante, mais elle souffre d'un certain nombre de limitations tel que la nécessité d'opérer dans un milieu à pH=3, l'usage de doses élevées de réactifs, la production de boues d'hydroxydes ferriques $\text{Fe}(\text{OH})_3$, et la consommation des HO^\bullet par des réactions parasites plus que la réaction est très lente de régénération du Fe^{2+}

Afin d'élaborer cette méthode de traitement, plus abordable et plus appropriée aux composés organiques réfractaires, nous avons proposé le procédé Fenton électrochimique (électro-Fenton, sono-électro-Fenton).

**REFERENCE BIBLIOGRAPHIQUE :**

- [1] L.Yingying et al, Removal of diclofenac by three-dimensional electro-Fenton persulfate (3D electro-Fenton-PS), *Chemosphere*, 219, 2019, 1024-1031.
- [2] E. Ebrahiem, M.N.N. Al-Maghrabi, A.R. Mobarki, Removal of organic pollutants from industrial wastewater by applying photo-Fenton oxidation technology, *Arabian Journal of Chemistry*, 10, 2017, 1674-1679.
- [3] J. P. Kehrer, The Haber–Weiss reaction and mechanisms of toxicity, *Toxicology*, 149, 2000, 43–50. [4] F.C. Moreira, A.R.B. Rui, E. Brillas, V.J.P. Vilar, Electrochemical advanced oxidation processes: A review on their application to synthetic and real wastewaters, 202, 2016, 217-261.
- [5] S. Asharf et al, Degradation of methyl red using fenton's reagent and the effect of various salts, *Dyes and pigments*, 69, 2006, 74-78.
- [6] J. De laat et al, A comparative study of the effects of chloride sulfate, and nitrate ions on the decomposition of H_2O_2 and organique compounds by $Fe(II)/ H_2O_2$ and $Fe(III)/ H_2O_2$, *chemosphere*, 55 ,2004, 715-723.
- [7] K.Macounova, H. Krysova, J.Ludvik, J.Jirkovsky, Kinetics of photo-catalytic degradation of diuron in aqueous colloidal solution of Q-TiO₂ particles, *J. of photochemistry and photobiology A:Chemistry*, 153, 2003, 273-282.
- [8] <http://www.worlddyevariety.com/wp-content/uploads/2012/07/Direct-Red-89.gif>.
- [9] <https://www.politec-france.com/blog/cuisine-sous-vide-comment-bien-choisirvotrethermo-plongeur/l'appareil>.
- [10] N. Nadji, Synthèse et caractérisation spectroscopique des hétéropolyanions de type Dawson : Application en catalyse chimique, Thèse de Doctorat, Université Badji Mokhtar, Annaba, 2018.
- [11] O. Semmame, Technique d'analyse de laboratoire : la spectrophotométrie, Université des Frères Mentouri, Constantine 1, 2016, 1.
- [12] I. Rouibah, Dégradation photo catalytique du colorant textile Écarlate Solophényl BNLEUtilisation du TiO₂ supporté sur papier cellulosique, Thèse de Master, Université Badji Mokhtar, Annaba, 2017.
- [13] C. Kormann, D.W. Bahnemann, M.R. Hoffmann, Photocatalytic production of H_2O_2 and organic peroxides in aqueous suspensions of TiO₂, ZnO, and desert sand, *Environmental Science and Technology*, 22, 1988, 798-806.
- [14] Y. Iida, K. Yasui, M. Sivakumar, Sonochemistry and its dosimetry, *Microchemical journal* 80, 2005, 159-164.



- [15] J.Ge,J.Qu, Applied Catalysis. B : Environmental, 47, 2004,133-140.
- [16] M. Lounis, Élimination d'un colorant azoïque en phase aqueuse par les procédés Fenton, électro-Fenton et sono-électro-Fenton, Thèse de Doctorat, Université Badji Mokhtar, Annaba, 2017.
- [17] E.Brillas, E.Mur, L.Sanchez, Aniline mineralization by AOP's: anodic oxidation, photocatalysis, electro-Fenton and photo-electro-Fenton processes, 16, 1998, 31-42.
- [18] H.Gallard, J. De Laat, B.Legube, Influence du pH sur la vitesse d'oxydation de composés organiques par FeII/H₂O₂, Mécanismes réactionnels et modélisation, New. J. Chem, 1998, 263-168.
- [19] J.Feng, X.Hu, , P.L .Yue, Effect of initial solution pH on the degradation of Orange II using clay-based Fe nanocomposites as heterogeneous photo-Fenton catalyst, Water Research, 40, 2006 ,641–646 .
- [20] H.Wang, M.Jing, Y.Wu, W.Chen, Y.Ran, Effective degradation of phenol via Fenton reaction over CuNiFe layered double hydroxides, Journal of Hazardous Materials, 353, 2018,53–61 .
- [21] S.H. Lin, C.C. Lo, Fenton process for treatment of desizing wastewater, Water Research, 31(8), 1997,2050-2056.
- [22] R. Liu, H.M. Chiu, C.S. Shiau, R.Y.L. Yeh, Y.T. Hung, Degradation and sludge production of textile dyes by fenton and photo-fenton processes, Dyes and pigments 73, 2007, 1-6.
- [23] E.Elmolla, M. Chaudhuri ,Optimization of Fenton process for treatment of Amoxicillin, ampicillin and cloxacillin antibiotics in aqueous solution, Journal of Hazardous Materials, 170, 2009, 666-672.
- [24] R. Pulicharla, R.Drouinaud, S.K.Brar, P.Drogui, F.Proulx, M.Verma, R.Y. Surampalli,Activation of persulfate by homogeneous and heterogeneous iron catalyst to degrade chlortetracycline in aqueous solution, Chemosphere,207, 2018, 543–551.
- [25] C.Liang, Z. S.Wang, C. J.Bruell, Influence of pH on persulfate oxidation of TCE at ambient temperatures, Chemosphere, 66(1), 2007,106-113.
- [26] S.H. Bossmann, E. Oliveros, S. Gob, S. Siegwart, E.P. Dahlen, L.J. Payawan, M. Straub, M. WoIrner, A.M. Braun, New evidence against hydroxyl radicals as reactive intermediates in the thermal and photochemically enhanced Fenton reactions, The Journal of Physical Chemistry A, 102, 1998, 5542-5550.
- [27] C.S.D. Rodrigues, L.M. Madeira, R.A.R. Boaventura, Optimization of the azo dye Procion Red H-EXL degradation by Fenton's reagent using experimental design, Journal of Hazardous Materials, 164, 2009, 987-994.



- [28] B.G. Kwon, D.S. Lee, N. Kang, J.Y. Yoon, Characteristics of p-chlorophenol oxidation by Fenton's reagent, *Water Research*, 33, 1999, 2110-2118.
- [29] Z. Saci, Dégradation du Basic Red 29 par procédé Fenton dans une solution aqueuse, Thèse de Master, Université Mohamed Khider , Biskra, 2017.
- [30] M. Neamtu, A. Yediler, I. Siminiceanu, A. Kettrup, Oxidation of commercial reactive azo dye aqueous solutions by the photo-Fenton and Fenton like processes, *Journal of Photochemistry and Photobiology A: Chemistry*, 161, 2003, 87-93.
- [31] S. Tunç, T. Gürkan, O. Duman, On-line spectrophotometric method for the determination of optimum operation parameters on the decolorization of Acid Red 66 and Direct Blue 71 from aqueous solution by Fenton process, *Chemical Engineering Journal*, 181-182, 2012, 431-442.
- [32] M.M. Hassan, C.J. Hawkyard, Decolourisation of aqueous dyes by sequential oxidation treatment with ozone and Fenton's reagent, *Journal of Chemical Technology and Biotechnology*, 77, 2002, 834-841.
- [33] J-H. Sun, S-P. Sun, G-L. Wang, L-P. Qiao, Degradation of azo dye Amido black 10B in aqueous solution by Fenton oxidation process, *Dyes and Pigments*, 74, 2007, 647-652.
- [34] S. Trabelsi, Studies of landfill leachate treatment by photochemical and electrochemical Advanced Oxidation Process, Application to the depollution of Tunisian landfill leachate of "Jebel Chakir", Thèse de Doctorat, Université de Paris-Est et Université de Carthage et Institut Francilien des Sciences Appliquées, 2011.
- [35] C. F. Wells, M.A. Salam, Hydrolysis of ferrous ion: a kinetic method for determination of the Fe(II) species, *Nature*, 205, 1965, 690-692.
- [36] P. V. Nidheesh, R. Gandhimathi, S.T. Ramesh, Degradation of dyes from aqueous solution by Fenton processes: a review, *Environmental Science and Pollution Research* 20, 2013, 2099–2132.
- [37] T. Randrianantoandro, R. Rakotobe, H. Razafimandimby, H. Rakotondrazaka, L. Raharimalala, T. Rakotonirina, Étude des répercussions de la pollution industrielle sur la riziculture dans la plaine de Laniera à Antananarivo, Madagascar, *Afrique Science*, 10, 2014, 45-60.
- [38] S. Hashemian, Fenton-like oxidation of malachite green solutions: kinetic and thermodynamic study, *Journal of Chemistry*, 2013, 1-7.
- [39] M.A. Habib, , I.M.I.Ismail, A.J.Mahmood, M.R.Ullah, Decolorization and mineralization of brilliant golden yellow (BGY) by Fenton and photo-Fenton processes, *African Journal of Pure and Applied Chemistry*, 6, 2012, 153–158 .



- [40] Q.T.P. Tran, C.H. Hsieh, T.Y. Yang, H. Tung, Optimization of isopropyl alcohol degradation by microwave-induced catalytic oxidation process, *Journal of Water Reuse and Desalination*, 9 (3), 2019, 213–224 .
- [41] A. Boucenna, N. Oturan, M. Chabani, S. Bouafia-Chergui, M.A. Oturan, Degradation of Nystatin in aqueous medium by coupling UV-C irradiation, H₂O₂ photolysis, and photoFenton processes, *Environmental Science and Pollution Research*, 2019.
- [42] N. Wang, T. Zheng, G. Zhang, P. Wang, A review on Fenton-like processes for organic wastewater treatment, *Journal of Environmental Chemical Engineering*, 4, 2016, 762– 787.
- [43] N. Modirshahla, M.A. Behnajady, F. Ghanbary, Decolorization and mineralization of C.I. Acid Yellow 23 by Fenton and photo Fenton processes, *Dyes and Pigments*, 73 ,2007,305-310.
- [44] R-A. Torres, C. Pétrier, E. Combet, M. Carrier, C. Pulgarin, Ultrasonic cavitation applied to the treatment of bisphenol A. Effect of sonochemical parameters and analysis of BPA by-products, *Ultrasonics Sonochemistry*, 15, 2008, 605-611.
- [45] N. Serpone, R. Terzian, H. Hidaka, E. Pelizzetti, Ultrasonic induced dehalogenation and oxidation of 2-, 3-, and 4-chlorophenol in air-equilibrated aqueous media, Similarities with irradiated semiconductor particulates, *Journal of Physical Chemistry*, 98, 1994, 2634- 2640.
- [46] J. C. Boeglin, *Inventaire des traitements d'eaux résiduaires*, *Technique de l'ingénieur*, 3, 940.
- [47] R. Andreozzi, V. Caprio, A. Insola, R. Martta, Advanced oxidation processes (AOP) for water purification and recovery, *Catalysis Today*, 53, 1999, 51-59.
- [48] P. Brurch, DNA damage and cell lethality by photodynamically produced oxygen radicals, thesis, Rice University, 1989.
- [49] B. Lodha, S. Chaudhari, Optimization of Fenton-biological treatment scheme for the treatment of aqueous dye solutions, *Journal of Hazardous Materials*, 148, 2007, 459–466.
- [50] I.H. Yoon, G. Yoo, H.J. Hong, J. Kim, M.G. Kim, W.K. Choi, et al, Kinetic study for phenol degradation by ZVI-assisted Fenton reaction and related iron corrosion investigated by X-ray absorption spectroscopy, *Chemosphere*, 145, 2016, 409–415.
- [51] N. Wang, T. Zheng, G. Zhang, P. Wang, A review on Fenton-like processes for organic wastewater treatment, *Journal of Environmental Chemical Engineering*, 4, 2016, 762 - 787.
- [52] P. Da Pozzo, C. Ferrantelli, E. Petrucci, Oxidation efficiency in the electro-Fenton process, *Journal of Applied Electrochemistry*, 35, 2005, 391-398.



- [53] H. Chenini, Étude de la dégradation par voie photochimique de polluant organique «range G» en milieu aqueux homogène et hétérogène, Thèse de doctorat, Université Mentouri Constantine, Algérie, 2011.
- [54] V. Kavitha, K. Palanivelu, Destruction of cresols by Fenton oxidation process, *Water Research*, 39, 2005, 3062-3072.
- [55] L. Zhou, W. Song, Z. Chen, G. Yin, Degradation of organic pollutants in wastewater by bicarbonate activated hydrogen peroxide with a supported cobalt catalyst, 47, 2013, 3833–3839.
- [56] M.A. Oturan, N. Oturan, C. Lahitte, S. Trévin, Production of hydroxyl radicals by electrochemically assisted Fenton reagent, Application to the mineralization of an organic micropollutant, pentachlorophenol, *J. Electroanal*, 507, 2001, 96-102.
- [57] P. Atkins, *The Elements of Physical Chemistry*, 3ème édition, Université d'Oxford, 2000.
- [58] Y. Wu, S. Zhou, F. Qin, K. Zheng, X. Ye, Modeling the oxidation kinetics of Fenton's process on the degradation of humic acid, *Journal of Hazardous Materials*, 179, 2010, 533-539.
- [59] Z. Qiang, J.H. Chang, C.P. Huang, Electrochemical regeneration of Fe²⁺ in Fenton oxidation processes, *Water Research*, 37, 2003, 1308-1319.
- [60] M.A. Oturan, N. Oturan, C. Lahitte, S. Trévin, Production of hydroxyl radicals by electrochemically assisted Fenton reagent, Application to the mineralization of an organic micropollutant, pentachlorophenol, *J. Electroanal*, 507, 2001, 96-102.
- [61] M. Dükkanci, G. Gündüz, S. Yilmaz, R. V. Prihod'ko, Heterogeneous Fenton-like degradation of Rhodamine 6G in water using CuFeZSM-5 zeolite catalyst prepared by hydrothermal synthesis, *Journal of Hazardous Materials*, 181, 2010, 343–50.
- [62] M. P. Moya, M. Graells, L. del Valle, E. Centelles, H.D. Mansilla, Fenton and photoFenton degradation of 2-chlorophenol : Analysis and toxicity monitoring, *Catalysis Today*, 124, 2007, 163-171.
- [63] S. Merçi, H. Seluck, et al, Decolourisation and detoxifying of remazol red dye and its mixture using Fenton's reagent, *Desalination*, 173, 2005, 239-248.
- [64] P.K. Malik, S. K. SAHA, Oxidation of direct dyes with hydrogen peroxide using ferrous ion as catalyst, *Separation and purification technology*, 98, 2003, 33-55.
- [65] P.F. Khamaruddin, M.A. Bustam, A.A. Omar, Using Fenton's Reagents for the Degradation of Diisopropanolamine: Effect of Temperature and pH, *International Conference on Environment and Industrial Innovation IPCBEE*, 12, 2011, 12-17.



- [66] Y.Dong, J. Chen, C. Li, H. Zhu, Decolorization of three azo dyes in water by photocatalysis of Fe(III)–oxalate complexes/H₂O₂ in the presence of inorganic salts, *Dyes and Pigments*, 73, 2007, 261-268.
- [67] E. Brillas, I. Sires, M.A. Oturan, Electro-Fenton process and related electrochemical technologies based on Fenton's reaction chemistry, *Chemical Reviews*, 109, 2009, 6570-6631.
- [68] C. Ratanatamskul, S. Chintitanun, N. Masomboon, M-C. Lu, Inhibitory effect of inorganic ions on nitrobenzene oxidation by fluidized-bed Fenton process, *Journal of Molecular Catalysis A : Chemical*, 331, 2010, 101-105.
- [69] F.A. Alshamsi, A.S. Albadwawi, M.M. Alnuaimi, M.A. Rauf, S.S. Ashraf, Comparative efficiencies of the degradation of Crystal Violet using UV/hydrogen peroxide and Fenton's reagent, *Dyes and Pigments*, 74, 2007, 283-287.
- [70] G.L.Truong, J. De Laat, B. Legube, Effects of chloride and sulfate on the rate of oxidation of ferrous ion by H₂O₂, *Water Research*, 38, 2004, 2384-2394.

The page features a decorative border of blue water droplets of various sizes, concentrated at the top and bottom edges. The background is a light, clean white. Centered in the middle of the page is the text "CONCLUSION GENERALE" in a bold, black, serif font.

CONCLUSION GENERALE



CONCLUSION GENERALE :

Devant les exigences législatives visant à préserver l'environnement et les populations, les techniques de traitement des eaux ont peu à peu évolué. On a réalisé une analyse de la littérature sur la pollution de l'eau et les méthodes de traitement.

Il en découle que la stabilité des colorants et la libération de leurs produits de biodégradation les rendent indésirables pour l'environnement.

L'objectif de ce travail était d'analyser la dégradation d'un colorant azoïque, le Rouge Solophényl (RS), en phase aqueuse en utilisant un procédé d'oxydation avancé comme le Fenton. Les conclusions tirées ont démontré que la méthode Fenton peut être utilisée de manière efficace pour éliminer les polluants organiques.

Dernièrement, de nombreuses recherches ont déjà démontré que le procédé Fenton était plutôt efficace pour détruire certains colorants textiles. L'efficacité de cette méthode réside dans sa position parmi les méthodes rapides et particulièrement adaptées aux composés organiques résistants et/ou toxiques.

Une analyse de la littérature concernant la pollution de l'eau et les méthodes de traitement a été réalisée. Cela conduit à la stabilité des colorants et à la toxicité de leurs produits de biodégradation, ce qui les rend indésirables pour l'environnement. Dans le contexte global de la dépollution des eaux usées, cette étude a été menée dans le but d'analyser les performances du procédé de Fenton (Fe (II)/H₂O₂).

Le procédé de Fenton est une méthode d'oxydation avancée (POA) extrêmement performante qui permet de générer des radicaux hydroxyles HO[•]. Ils ont la capacité de décomposer en partie ou entièrement la majorité des composés organiques.

Les colorants sont dégradés grâce à l'oxydation des radicaux hydroxyles produits dans le milieu à traiter. Ces radicaux ont la capacité de détruire presque tous les polluants organiques persistants en raison de leur pouvoir oxydant très élevé, de leur réactivité et de leur non sélectivité envers les substances organiques.

Selon l'analyse de la dépollution des solutions de Rouge Solophényl à l'aide du procédé Fenton, il est démontré que la vitesse de dégradation est fortement influencée par le pH, la température, la concentration initiale en fer, en peroxyde d'hydrogène et de colorant. La température élevée a un impact bénéfique sur la dégradation de RS.

En fixant le pH à 3, on observe une décoloration rapide (dès la première minute) du colorant et on assure la stabilité du peroxyde d'hydrogène dans le milieu en empêchant la précipitation du fer sous forme d'hydroxydes. L'augmentation de la concentration de Fe²⁺ ou



de H_2O_2 renforce les capacités du réactif de Fenton. Il y a une concentration optimale de Fe^{2+} qui s'élève à 10mg/L, ce qui représente 95% de l'élimination du colorant.

La dégradation n'est pas significativement améliorée lorsque la concentration en H_2O_2 augmente au-delà de 0,2 mM, ce qui équivaut à 99,74%, en raison des réactions d'auto-inhibition, car l'impact de la quantité de H_2O_2 introduite sur les cinétiques de décoloration était très important.

Dans les eaux naturelles, les expériences ont démontré que la dégradation de RS par le réactif de Fenton dans l'eau de mer est effectivement inhibée.

Selon l'analyse de l'impact de la masse du catalyseur Fe^{2+} sur la dégradation du RS, il a été démontré que l'activité catalytique augmente en fonction de la concentration du catalyseur. Finalement, cette étude a démontré l'efficacité du catalyseur dans la dégradation d'un colorant organique, le RS, grâce à la réaction de Fenton en phase aqueuse.

Les résultats démontrent clairement que les procédés d'oxydation avancés (Fenton) peuvent être utilisés pour éliminer les colorants des eaux, ce qui se distingue par un rendement intéressant et une mise en œuvre relativement simple.

Il est donc intéressant de mener des études supplémentaires pour réduire le temps de traitement et augmenter le taux de dégradation du polluant à des concentrations élevées en utilisant ce catalyseur, d'abord à l'échelle expérimentale, et pourquoi pas à l'échelle industrielle.